MANUEL
D'UN
COURS DE CHIMIE.

On trouve chez le même Libraire,

Le MANUEL DU PHARMACIEN, par M. *Bouillon-Lagrange*, 2de. édition, avec des changemens, 9 planches. Pour Paris, 6 fr.

La seconde TABLE DES ANNALES DE CHIMIE, depuis le 51e. vol. jusqu'au 60e. Prix, 6 fr.

Sous presse.

Le SYSTÊME DE CHIMIE, de *Th. Thomson*, professeur de l'université et membre de la Société d'Edimbourg, traduit par M. RIFFAULT, administrateur général des poudres et salpêtres, avec une *Introduction* enrichie d'observations nouvelles, par M. BERTHOLLET, membre de l'Institut, en 9 vol. in-8°., avec 200 Tableaux et Planch. Prix pour Paris, fr.

MANUEL
D'UN
COURS DE CHIMIE,
OU
PRINCIPES ÉLÉMENTAIRES
THÉORIQUES ET PRATIQUES
DE CETTE SCIENCE.

QUATRIÈME ÉDITION, avec 25 Planches et des Tableaux.

Par E.-J.-B. Bouillon-Lagrange, Docteur en médecine; Professeur au Lycée Napoléon et à l'École de Pharmacie, Membre du Jury d'instruction de l'École impériale vétérinaire d'Alfort, de plusieurs Sociétés savantes françaises et étrangères.

TOME SECOND.

Ex libris Laurent medicinae Studentis anno Domini 1811 Lutetiae.

A PARIS,

Chez Bernard, Editeur des Annales de Chimie, et du Bulletin des Sciences, par la Société philomathique, quai des Augustins, N°. 25.

M. DCCC. VIII.



IMPRIMERIE DE H.-L. PERRONNEAU.

MANUEL
D'UN
COURS DE CHIMIE.

CHAPITRE PREMIER.

IVe. CLASSE. — *Bases salifiables combinées avec les Corps brûlés.* (Substances salines.)

§. Ier.

Des Sels en général.

On donne le nom de sel à toute substance composée d'un principe salifiant et d'une base salifiable ; l'un est toujours un acide, et l'autre une terre, un alcali ou oxide métallique.

Il existe trois classes de sels, les sels terreux, alcalins, et métalliques.

On divise les sels en genres, espèces et variétés. Les acides forment les genres, et les bases les espèces. Quant aux variétés, qui sont peu nombreuses, elles dépendent toujours de quelque accident, qui modifie l'espèce, tels que des sels avec excès d'acide, ou avec excès de base;

Les genres et les espèces sont distribués suivant les degrés d'affinités des acides pour les différentes bases ; aussi nous traiterons successivement des sulfates, nitrates, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates.

Tout sel a un nom double, ou composé de deux mots. Le premier qui exprime la nature de l'acide, se termine en *âte* ou en *ite*, selon que l'acide est plus ou moins saturé d'oxigène, le second indique l'espèce et le nom de la base qui le constitue ; aussi nous avons les sulfates et les sulfites, les phosphates et les phosphites, etc. ; quant aux combinaisons de l'acide muriatique oxigéné et sur-oxigéné, on les distingue par l'épithète d'oxigéné ou de sur-oxigéné. Ceux où domine l'acide ou la base, par sels acides, sels sur-saturés de base. Les sels triples ou à double base se composent du nom spécifique des deux bases qui entrent dans leur composition ; ainsi on exprimera la combinaison de l'acide sulfurique avec l'ammoniaque et la magnésie, par le nom de *sulfate ammoniaco-magnésien.*

La faculté de prendre une forme régulière, soit par la nature, soit par l'art, est une propriété presque commune à tous les sels. De cette propriété résulte la cristallisation, que nous traiterons en particulier.

La solubilité et la saveur ne doivent pas être considérées comme essentielles à la constitution des sels, car il faudroit retrancher de la classe des substances salines quelques sels qui lui appartiennent, tels que les sulfate, phosphate et fluate de chaux, etc. ; nous dirons donc, qu'il existe des sels solubles et insolubles, de sapides et d'insipides ; que la solubilité augmente ou

s'affoiblit avec la saveur, et que l'insipidité est toujours en raison de l'insolubilité.

Les sels éprouvent deux parties de fusion, la *fusion aqueuse* et *la fusion ignée.* La première a lieu lorsqu'on élève assez la température pour fondre un sel ; dans ce cas il se dissout dans sa propre eau de cristallisation, ce n'est donc qu'une dissolution dans l'eau chaude ; mais il faut pour cela que les sels contiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Lorsque le sel est ainsi fondu, si l'on continue l'action du feu, l'eau s'évapore le sel se dessèche, et dans cet état on le nomme *sel calciné.*

La fusion ignée dépend également de l'action du feu, elle succède à la première. Les matières salines employées dans cette opération contiennent ordinairement peu d'eau de cristallisation, et sont aussi plus fusibles, tels que les phosphates et borates dont on se sert comme fondans dans beaucoup d'opérations de chimie et des arts.

On dit aussi que les sels décrépitent. La décrépitation n'est autre chose qu'un bruit provenant de l'écartement des molécules intégrantes qu'éprouvent certains sels par l'action subite du feu, et qui a pour cause la vaporisation instantanée de l'eau qu'ils contiennent, laquelle par la force expansive brise les cristaux, et lance les fragmens à une certaine distance.

Certains sels sont susceptibles de se volatiliser ou de se sublimer, comme le muriate d'ammoniaque ; cela tient à une grande adhérence entre ses principes constitutifs et une grande affinité avec le calorique. D'autres sont décomposés

en tout ou en partie, comme le nitrate et le sulfate d'ammoniaque, etc.

Les sels cristallisés, exposés au contact de l'air, ne présentent pas tous des phénomènes semblables, les uns perdent leur forme et leur diaphanéité, les autres se liquéfient, d'autres se convertissent en poudre.

On donne le nom de déliquescence au premier de ces phénomènes et celui d'efflorescence au deuxième. Mais tous les sels ne sont pas déliquescens au même degré, il en est de même de ceux qui sont efflorescens.

§. II.

De la Cristallisation.

Avant de présenter les caractères et les propriétés des combinaisons des acides avec les terres et les alcalis, je crois utile de donner quelques notions sur la cristallisation des sels.

La cristallisation est une opération dans laquelle les parties intégrantes d'un corps, séparées les unes des autres par l'interposition d'un liquide, sont déterminées par la force d'attraction qu'elles exercent les unes sur les autres, à se rejoindre pour former les masses solides.

Lorsque les molécules d'un corps sont simplement écartées par le calorique, et qu'en vertu de cet écartement ce corps est porté à l'état de liquide, il ne faut, pour le ramener à l'état de solide, c'est-à-dire, pour opérer sa cristallisation, que supprimer une partie du calorique logé entre ses molécules, autrement dit, le

refroidir. Si le refroidissement est lent, et si en même tems il y a repos, les molécules prennent un arrangement régulier, et alors il y a cristallisation proprement dite ; si, au contraire, le refroidissement est rapide, ou si, en supposant un refroidissement lent, on agite le liquide au moment où il va passer à l'état concret, il y a cristallisation confuse.

Les mêmes phénomènes ont lieu dans les solutions par l'eau, ou pour mieux dire, les solutions par l'eau sont toujours mixtes ; elles s'opèrent en partie par l'action de l'eau, en partie par celle du calorique. Tant qu'il y a suffisamment d'eau et de calorique pour écarter les molécules du sel, au point qu'elles soient hors de leur sphère d'attraction, le sel demeure dans l'état liquide. L'eau et le calorique viennent-ils à manquer, et l'attraction des molécules salines, les unes par rapport aux autres, devient-elle victorieuse, le sel reprend la forme concrète, et la figure des cristaux est d'autant plus régulière que l'évaporation a été plus lente, et faite dans un lieu plus tranquille.

Tous les phénomènes qui ont lieu dans la solution des sels se retrouvent également dans leur cristallisation, mais dans un sens inverse. Il y a dégagement de calorique, au moment où le sel se réunit et reparoît sous sa forme concrète et solide, et il en résulte une nouvelle preuve que les sels sont tenus à la fois en dissolution, par l'eau et par le calorique. C'est par cette raison qu'il ne suffit pas, pour faire cristalliser les sels qui se liquéfient aisément par le calorique, de leur enlever l'eau qui les tenoit en dissolution, il faut encore leur enlever le calorique, et le sel ne cristallise qu'autant que ces deux conditions sont remplies. Le muriate de potasse oxigéné,

le nitrate de potasse, le sulfate acide d'alumine, le sulfate de soude, etc., en fournissent des exemples. Il n'en est pas de même des sels qui exigent peu de calorique pour être tenus en dissolution, et qui par cela même sont à-peu-près également solubles dans l'eau chaude et dans l'eau froide; il suffit de leur enlever l'eau qui les tenoit en dissolution, pour les faire cristalliser, et ils reparoissent sous forme concrète, dans l'eau bouillante même, comme on l'observe relativement au sulfate de chaux, aux muriates de soude et de potasse, et à beaucoup d'autres.

Non seulement tous les sels cristallisent sous différentes formes, mais encore la cristallisation de chaque sel varie suivant les circonstances de la cristallisation. Il ne faut pas en conclure que la figure des molécules salines ait rien d'indéterminé dans chaque espèce : rien n'est plus constant au contraire que la figure des molécules primitives des corps, sur-tout à l'égard des sels. Mais les cristaux qui se forment sous nos yeux sont des agrégations de molécules, et ces molécules, quoique toutes parfaitement égales en figures et en grosseur, peuvent prendre des arrangemens différens, qui donnent lieu à une grande variété de figures toutes régulières, et qui paroissent quelquefois n'avoir aucun rapport ni entre elles, ni avec la figure du cristal originaire.

Il étoit réservé au célèbre minéralogiste français M. *Haüy* de dévoiler ce mystère, par le calcul analytique. Voici le précis de cette belle théorie, qui a si heureusement développé la structure des cristaux, et dont la connoissance est devenue si nécessaire pour présenter avec exactitude les formes régulières. C'est ce travail que je

ferai connoître ici, comme étant le plus facile et le plus à la portée des élèves.

La science de la cristallisation, très-peu avancée du tems de *Werner*, est devenue si importante par les accroissemens qu'elle a pris de nos jours, qu'elle sert à rectifier les erreurs de l'analyse, en nous indiquant souvent les vrais principes constituans des corps. *Linnée*, qui a beaucoup travaillé sur cette partie, avoit imaginé que les sels seuls avoient la propriété de cristalliser, et que les corps composés de plusieurs substances simples, qui ne pouvoient former par leur union aucun sel, ne devoient leur propriété de cristalliser qu'à quelque sel qui s'y trouve combiné dans une proportion quelconque; mais le degré de perfection de l'analyse actuelle rend l'idée de ce grand homme inadmissible. *Romé Delisle* a fait le premier un corps de doctrine fondé sur un grand nombre d'observations. Le principe qu'il avoit établi étoit celui-ci: voilà un cube, s'étoit-il dit: il a subi une espèce de dégénération: comment s'est-elle faite? Par des troncatures; et il en a conclu qu'il existoit dans la nature des formes primitives, formes qui, dans différens cristaux, sont modifiées par des troncatures.

Mais la clef de la science n'étoit point encore trouvée. Le premier mot de l'énigme est dû à *Bergmann*; il est probable, a-t-il dit, que les irrégularités des formes primitives des cristaux sont dues au défaut des matières. Pourquoi ce cristal n'est-il pas un cube parfait? C'est que la forme primitive du cube a été modifiée par des décroissemens assujétis à certaines lois.

Un cristal est un solide terminé par des angles et des

faces : il existe une force par laquelle les parties tendent à s'unir ; la solidité est l'effet qui en résulte. Mais sur quoi agit cette force ? Sur des parties similaires qu'on appelle génératrices. Il est facile de voir que l'union d'un certain nombre de ces parties génératrices peut former des cristaux différens du cristal générateur ; ainsi le tétraèdre engendre l'octaèdre.

Cristallisation (structure).

M. *Haüy* distingue dans les cristaux :

1°. Les molécules intégrantes ;

2°. Les formes primitives ;

3°. Les formes secondaires.

Les molécules intégrantes sont celles dont le cristal entier est l'assemblage : la division les indique , quoiqu'il ne nous soit pas donné de la porter à son dernier terme.

Ces molécules sont nécessairement similaires ; mais elles ne sont pas toujours assemblées de la même manière. Quelquefois elles se joignent face à face , quelquefois elles ne sont unies que par les bords, laissant ainsi quelques vacuoles.

Les molécules intégrantes peuvent se réduire à trois ; savoir :

1°. Le *parallélipipède*, le plus simple des solides, dont les faces sont parallèles deux à deux , et au nombre de six;

2°. Le *prisme triangulaire* , le plus simple des prismes ;

3°. Le *tétraèdre* , la plus simple des pyramides.

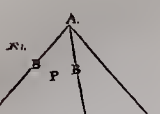
MÉTHODE DESCRIPTIVE

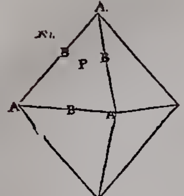
DES CRISTAUX SECONDAIRES

ET DES DÉCROISSEMENS QUI LES PRODUISENT;

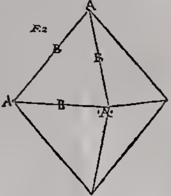
Par M. HAUY.

Octaèdre régulier.

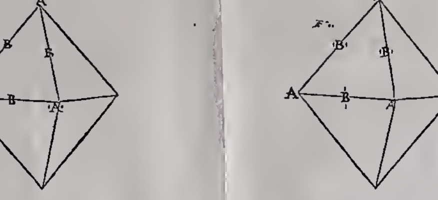




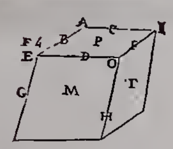
Passage au cube par décroissement par une rangée sur tous les angles.



Passage au dodécaèdre à plans rhombes, résultant d'un décroissement par une rangée sur tous les bords.



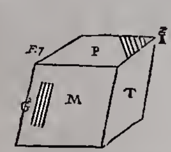
Rhomboïde.



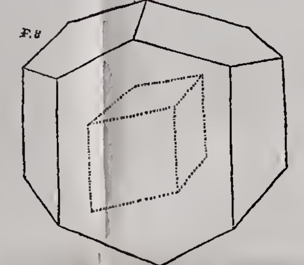
Rhomboïde dont les angles et les bords subissent des lois différentes.

Rhomboïde passant au dodécaèdre à douze triangles scalènes.

Parallélipipède obliqu'angle forme primitive du feld-spath passant au feld-spath similaire.



$= G_2 M T \overset{2}{I} P =$



Nota. Les voyelles majuscules A, E, I, O expriment les décroissemens sur les angles. Les minuscules a, e, i, o servent pour les angles opposés qui subissent des lois différentes.

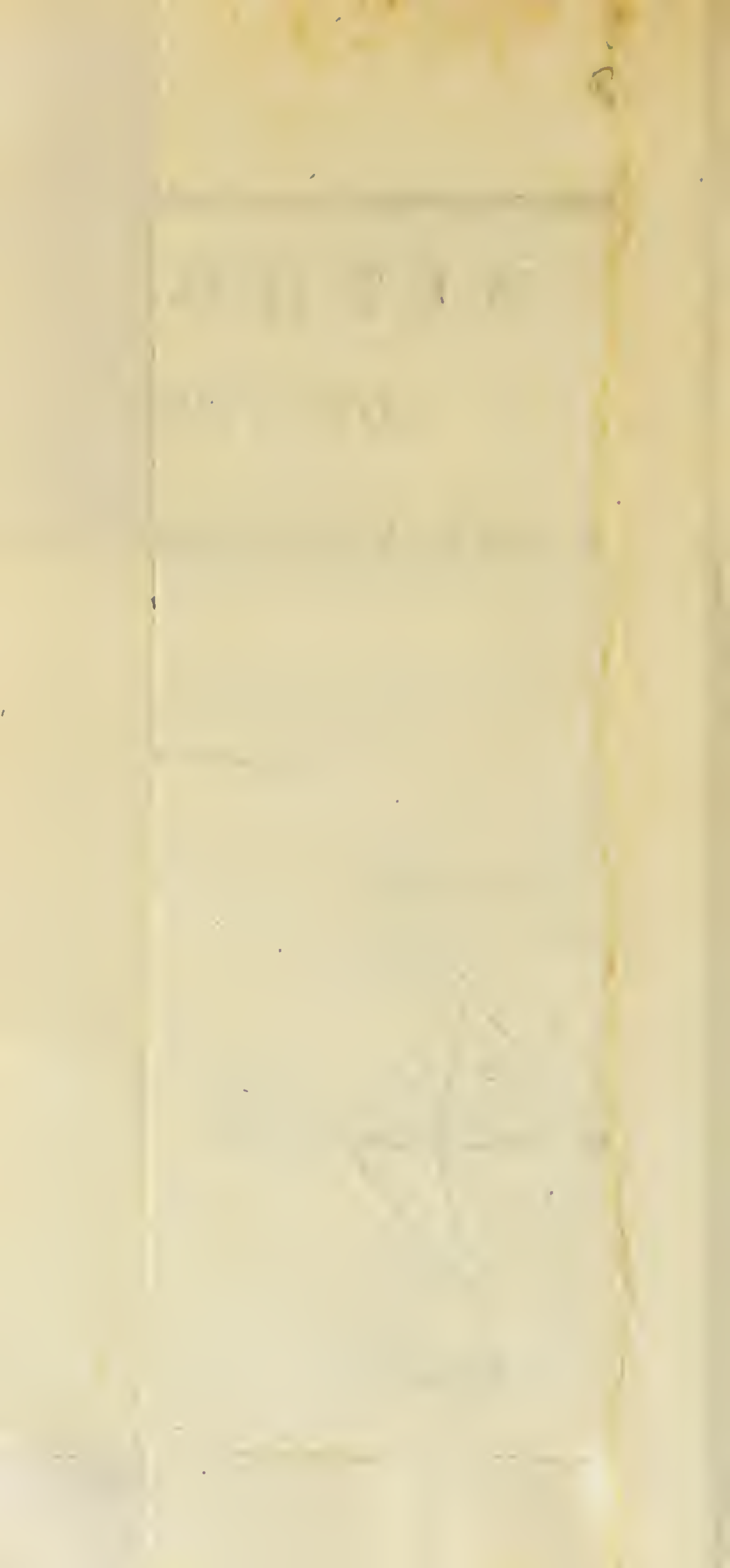
Les consonnes majuscules B, C, D, F, G, H, etc. désignent les bords ou arêtes. Les minuscules b, c, d, etc. servent de même pour les arêtes opposées, dont les fonctions sont différentes.

Les angles et bords semblables, subissant les mêmes lois, s'expriment par la même lettre.

Les chiffres 1, 2, 3, 4, etc. indiquent le nombre des rangées de décroissement. La position du chiffre fait connoître de quel côté se fait la superposition décroissante, si c'est à droite, à gauche, en montant, en descendant et en tout sens.

Les fractions $\frac{1}{2}$, $\frac{2}{3}$, $\frac{3}{4}$, etc. indiquent les décroissemens inégaux en hauteur et largeur. Le numérateur se rapporte à la largeur, le dénominateur à la hauteur. Les lettres affectées de chiffres, et représentées avec un *zéro*, annoncent que le point opposé ne change pas.

Enfin, P, M, T, consonnes organiques de *primitif*, représentent les faces de la forme primitive, ou qui leur sont parallèles. Les lignes (*fig.* 7) marquent les parallèles des décroissemens.



La forme primitive est celle que l'on obtient par des sections faites sur toutes les parties semblables d'un cristal : elle en est proprement le noyau.

Les formes primitives peuvent se réduire à six, qui sont :

1°. Le parallélipipède qui comprend le cube, le rhomboïde, et tous les solides terminés par six faces parallèles deux à deux ;

2°. Le tétraèdre régulier ;

3°. L'octaèdre à faces triangulaires ;

4°. Le prisme hexagonal ;

5°. Le dodécaèdre à plans rhombes ;

6°. Le dodécaèdre à plans triangulaires isocèles.

Parmi ces formes, il y en a qui se retrouvent comme noyau, avec les mêmes angles, dans divers minéraux.

En effet, la même forme du noyau peut être produite, dans la première espèce, par tels élémens ; dans une seconde espèce, par d'autres élémens.

Ces formes de noyau ont un caractère de perfection et de régularité, comme le cube et l'octaèdre régulier : ce sont des limites auxquelles la nature semble arriver par différentes routes.

Les formes secondaires sont celles qui résultent d'une superposition de matière qui masque la figure primitive.

Cette superposition engendre divers polyèdres qui ont aussi la propriété de se terminer régulièrement. Ces polyèdres, quoique formés de lames similaires, sont différens du noyau ou des solides qu'ils enveloppent.

Cette modification de figure est le produit d'un

décroissement régulier, par soustraction d'une ou de plusieurs rangées de molécules intégrantes.

Ce décroissement est soumis à des lois, d'après lesquelles on détermine le nombre de ces rangées; et par suite, la forme exacte du cristal secondaire.

Il y a quatre sortes de décroissemens :

1°. Décroissement sur les bords, c'est-à-dire, parallèlement aux arêtes de la figure primitive ;

2°. Décroissement sur les angles : c'est-à-dire, dont les lignes de départ sont parallèles aux diagonales des faces de la forme primitive ;

3°. Décroissemens intermédiaires qui se font parallèlement à des lignes situées entre les diagonales et les bords ;

4°. Décroissemens mixtes qui se font dans les deux sens, par des quantités au-dessus de l'unité.

Il faut développer ces quatre lois, en saisir l'application par quelques exemples, considérer l'étonnante variété de leurs résultats, et recueillir les vérités fondamentales qui doivent diriger dans l'observation de ces phénomènes.

PREMIÈRE LOI.

Décroissement sur les bords.

Le cube passant au dodécaèdre à plans rhombes, fournit un exemple sensible du décroissement sur les bords ou parallèlement aux arêtes.

Les lames décroissantes superposées sur les six faces, forment six pyramides quadrangulaires, ce qui fait vingt-

quatre faces; mais ces faces se trouvent deux à deux sur le même plan, ce qui réduit la figure à douze rhombes.

Si la superposition s'arrête avant de terminer les pyramides, le cristal est à dix-huit faces; savoir: les six carrés du cube, mais plus petits et douze hexagones. On a cette variété dans le borate magnésio-calcaire, si improprement nommé quartz cubique de Lunebourg.

Si le décroissement et plus rapide, c'est-à-dire, si la lame superposée a, par exemple, deux, trois ou quatre rangées de moins que la lame inférieure, alors il en résulte vingt-quatre triangles tous inclinés les uns sur les autres.

Ce décroissement peut aussi se faire de manière à engendrer le dodécaèdre à plans pentagones; *exemple :* le sulfure de fer. Mais il faut observer que ce n'est pas le dodécaèdre des géomètres, dont les pentagones sont réguliers et moins inclinés. Aucune loi de décroissement n'est susceptible de le donner.

Les lames decroissant par deux rangées parallèlement aux bords du rhombe, produisent le dodécaèdre à douze triangles scalènes. *Exemple :* spath, dent de cochon. (métastatique d'*Haüy.*)

Un décroissement par une rangée parallèle aux bords supérieurs du rhombe, produit un rhomboïde beaucoup plus obtus que le noyau. *Exemple :* spath calcaire lenticulaire. Enfin, c'est par un décroissement sur les bords des bases que le prisme droit quadrangulaire à bases rhombes, prend une pyramide. *Exemple :* le rubis, la topaze, le béril.

DEUXIÈME LOI.

Décroissement sur les angles.

Soit la molécule intégrante, un cube. On a vu que le décroissement sur les bords produisoit le dodécaèdre rhomboïdal, et le dodécaèdre a plans pentagones ; mais le cube devient aussi octaèdre régulier : or le décroissement sur les bords ne pourroit le donner qu'autant que la quantité, dont chaque lame seroit dépassée par la précédente, seroit en rapport commensurable avec la hauteur de cette lame ; puisque chacune de ces deux quantités mesure une ou plusieurs arêtes du cube qui représente la molécule : et ici ce rapport est incommensurable. On trouve l'explication de cette structure, en considérant que dans la section mécanique de l'octaèdre régulier, originaire du cube, chacun des huit angles solides de ce cube répond au centre d'un des triangles de l'octaèdre, et qu'ainsi les bases de ces triangles regardent les angles du cube.

On conçoit donc que trois décroissemens s'établissent en partant de l'angle du cube, s'étendant sur les trois plans qui forment cet angle. Comme il y a huit angles, cela fait $3 \times 8 = 24$, mais les décroissemens se faisant par une seule rangée, les trois faces qui se forment autour d'un même angle, sont un plan commun.

On conçoit ici qu'au lieu de stries parallèles qui indiquent souvent les décroissemens des lames, on observe des saillies anguleuses ou en pointe (quoique dans une formation parfaite elles dussent disparoître comme les stries, par la petitesse infinie des molécules).

C'est suivant la loi de ce décroissement, que le sulfure de plomb, le muriate de soude, passent à l'octaèdre; que les cristaux de fer de l'île d'Elbe forment un rhomboïde très-obtus (souvent modifié par des facettes parallèles aux faces au noyau); que le spath siliceux de Fontainebleau forme un rhomboïde aigu, dont les faces répondent aux angles solides du rhomboïde primitif; que les zéolithes de Caltown-Hil, près d'Edimbourg, deviennent des polyèdres à vingt-quatre facettes, comme le grenat-trapézoïdal, quand le décroissement qui produit le rhomboïde a lieu à la fois sur les huit angles solides du cube.

TROISIÈME LOI.

Décroissemens intermédiaires.

Ces décroissemens ne sont parallèles ni aux bords, ni aux diagonales, mais à des lignes intermédiaires. Cela vient de ce que les soustractions ont lieu par des rangées de molécules doubles, triples, etc. Supposons, par exemple, des molécules cubiques et soustraites deux à deux, c'est comme si chaque molécule étoit composée de deux cubes accollés par une de leurs faces. En effet, si on concevoit le cristal composé de parallélipipèdes de ces dimensions, ce cas rentreroit dans celui des décroissemens ordinaires sur les angles.

Le fer de Framont (fer syntactique d'*Haüy*), qui a un cube pour molécule intégrante (qui se présente ordinairement sous la forme de deux pyramides naissantes, posées base à base), fournit un exemple de décroissement intermédiaire en formant un solide à quatorze faces,

résultant des deux pyramides droites hexaèdres, unies base à base, et demeurées incomplètes, ou terminées par deux hexagones.

Il faut remarquer que le cube fait ici fonction de rhomboïde.

QUATRIÈME LOI.

Décroissemens mixtes.

Il arrive quelquefois que chaque lame dépasse la suivante de deux rangées parallèlement aux arêtes, et qu'elle a en même tems trois fois la hauteur d'une molécule simple. C'est un décroissement mixte.

Le rapport de cette loi s'exprime par la fraction $\frac{2}{3}$ pour le cas indiqué, et par la fraction $\frac{3}{4}$ lorsqu'il y a trois molécules en retraite et quatre de hauteur.

Ces décroissemens sont rares et n'ont encore été reconnus que dans quelques cristaux métalliques; mais on conçoit qu'ils doivent changer la valeur des angles : c'est là ce qui a conduit à la recherche de cette loi; toute autre se trouveroit en défaut.

Il reste maintenant à parcourir les différens cas où ces lois engendrent des modifications, à distinguer les formes secondaires simples, et les formes secondaires composées qui en résultent, et à considérer à la fois l'étonnante fécondité de ces causes ainsi réduites, et la disproportion non moins étonnante entre les variétés possibles et les variétés existantes.

Sept cas différens.

Les quatre lois de décroissement expliquent la structure de toutes les modifications sous lesquelles se présentent les cristaux.

1°. Tantôt les décroissemens se font à la fois sur tous les bords ou tous les angles.

Exemples : Dodécaèdre à plans rhombes, octaèdres venant du cube.

2°. Tantôt sur certains bords, ou sur certains angles.

3°. Tantôt ils sont uniformes par une, deux, trois rangées, etc.

4°. Tantôt la loi varie d'un bord à l'autre, d'un angle à l'autre.

5°. Tantôt les décroissemens sur les bords concourent avec les décroissemens sur les angles.

6°. Tantôt un même bord, un même angle subit successivement plusieurs lois de décroissement.

7°. Tantôt enfin, le cristal secondaire a des faces parallèles à celles de la forme primitive, et qui produisent de nouvelles modifications, en se combinant avec les faces résultant des décroissemens.

De là, la distinction de formes secondaires simples, celles qui sont dues à une loi unique dont l'effet est de masquer complètement le noyau; et formes secondaires composées, celles qui proviennent de plusieurs lois simultanées, ou d'une seule loi, mais qui n'a pas atteint sa limite, de sorte qu'il reste des faces parallèles à celles du noyau.

Variétés possibles.

A ne prendre que les deux lois les plus simples, c'est-à-dire, par une ou deux rangées, le spath calcaire est susceptible de 2044 formes différentes. (On n'en connoît que 40).

Haüy en a trouvé une variété à décroissemens de six rangées.

Ordinairement il ne passe pas quatre rangées : le calcul établi sur cette base donne 8,388,604 ; et si l'on admettoit le décroissement jusqu'à 10 et 12, avec les décroissemens intermédiaires et mixtes (ce qui n'est pas impossible), le nombre seroit effrayant.

Il y a donc une limite à cette action de décroissement ; mais qu'est-ce qui fixe cette limite? quelle est la loi qui la donne? Cela reste à découvrir.

§. III.

Propriétés génériques des Sulfates.

Les sulfates solubles sont amers ; il y en a de solubles et d'insolubles.

Soumis à l'action du calorique, ils se fondent et se volatilisent, mais ils ne se décomposent pas, pourvu qu'ils soient neutres ; car les sulfates acides donnent du gaz acide sulfureux et du gaz oxigène.

Les sulfates neutres qu'on fait rougir avec l'acide phosphorique ou boracique, donnent suivant M. *Gay-Lussac*

de l'acide sulfurique, du gaz oxigène et de l'acide sulfureux.

Tous sont décomposés par le carbone à une haute température ; le même phénomène a lieu au chalumeau, avec un support de charbon ; il se forme des sulfures et de l'acide carbonique.

Pour reconnoître un sulfate en dissolution dans l'eau, on peut se servir ; 1°. de la barite ; 2°. du nitrate et de l'acétate de plomb, les précipités qu'on obtient avec ces deux sels sont insolubles dans l'acide nitrique ; 3°. de l'alcool qui précipite sur-le-champ toutes les solutions de sulfates sous la forme de petits cristaux.

L'ordre d'attraction des bases pour l'acide sulfurique est comme il suit :

Barite, strontiane, potasse, soude, chaux, ammoniaque, magnésie, glucine, alumine, zircone et yttria.

§. IV.

Sulfate de Barite.

On a longtems regardé le sulfate de barite comme une pierre : on l'appeloit terre pesante, spath pesant.

On le trouve dans la nature, mêlé à l'alumine, au plâtre, aux mines, filons, gangues, etc. Il est cristallisé en rhombes, prismes à six pans ; il est souvent blanc, demi-transparent, gris, opaque, jaune, vert, etc. Souvent il est accompagné de sulfure de fer.

Il est sans saveur, sa pesanteur varie par sa contexture, ou par les matières étrangères qu'il contient. Il pèse 4,400, l'eau à 1,000.

Il perd au feu son eau de cristallisation ; il ne fond qu'à un très-grand feu ; il se ramollit et coule ensuite, mais il ne coule jamais liquide ; il fond en globules au chalumeau.

Point altéré par l'air ; insoluble dans l'eau.

On le décompose par l'oxide de carbone ; à cet effet, on met en poudre fine du sulfate de barite ; on le mêle avec un huitième de son poids de charbon ordinaire, également pulvérisé, on y ajoute un peu d'huile grasse pour en faire une pâte.

On chauffe le tout dans un creuset le plus fortement possible pendant 2 ou 3 heures, le sulfate de barite ne se décompose qu'à une très-haute température, même étant en contact avec une grande quantité de carbone contenu dans l'huile et le charbon. Si l'on a chauffé assez fort et assez longtems, il ne restera dans le creuset que du sulfure de barite qui est grisâtre. On dissout ce sulfure dans l'eau qu'il décompose, une partie de l'oxigène de l'eau se porte sur le soufre du sulfure et forme de l'acide sulfurique qui s'empare de la barite et régénère du sulfate de barite qui se précipite ; l'hydrogène se porte sur une partie du soufre, et forme ainsi un sulfure hydrogéné de barite qui est soluble. On verse alors de l'acide nitrique qui s'empare de la barite, il forme du nitrate de barite soluble, et il se dégage beaucoup d'hydrogène sulfuré, qui est très-dangereux à respirer, en raison d'une petite quantité de barite qu'il tient en dissolution ; on fait chauffer et on filtre, on lave avec de l'eau chaude et il reste sur le filtre du sulfate de barite, du soufre et quelques matières étrangères, il passe dans la liqueur du nitrate de barite, on fait évaporer jusqu'à légère pellicule, on obtient par le

refroidissement des cristaux octaèdres. On met les cristaux dans un creuset et l'on chauffe fortement, le nitrate de barite se décompose à une haute température, il se dégage du gaz acide nitreux et du gaz azote; au bout de 3 heures ou 3 heures et demie environ on cesse le feu, on trouve dans le creuset une matière verdâtre qui est de la barite pure. Elle a un aspect poreux, elle est boursouflée par la grande quantité de gaz qui se sont dégagés; elle contient cependant dans cet état quelques corps étrangers, tel que de l'oxide de fer; on l'en prive en la dissolvant dans l'eau, filtrant et faisant évaporer; elle cristallise en petits prismes à 4 pans terminés par des sommets dièdres.

Quand on veut avoir le nitrate de barite bien pur, il faut préalablement traiter le sulfate de barite par l'acide muriatique qui s'empare du fer.

Le sulfure de barite, ainsi que le sulfate, présente un phénomène dont nous devons la connoissance à *Vincenzo Casciarolo*, cordonnier d'Italie.

On prend du sulfure ou du sulfate de barite; on le réduit en poudre dans un mortier; on en fait une pâte avec un peu de mucilage de gomme adragant; on en forme ensuite des gâteaux, minces comme des lames de couteaux; on fait sécher ces gâteaux, et on les calcine fortement en les mettant au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien: on ne les en retire que lorsque le charbon est consumé et le fourneau refroidi; on les nétoie par le moyen d'un souflet; on les expose à la lumière pendant quelques minutes, et en les portant dans un lieu obscur, on les voit briller comme un charbon ardent. Ces gâteaux luisent même dans l'eau; ils perdent peu-à-peu cette propriété, et

on la leur rend en les chauffant de nouveau ; c'est ce qu'on nomme *phosphore de Bologne.*

Les alcalis ne décomposent pas le sulfate de barite ; mais M. *Berthollet* a reconnu que la potasse pure qu'on a fait bouillir avec lui, le décompose en partie.

Les acides forts n'ont point d'action sur le sulfate de barite, parce que l'acide sulfurique est le plus adhérent de tous à la terre qui sert de base à ce sel.

M. *Gay-Lussac* a cependant annoncé qu'on pouvoit le décomposer à une haute température par les acides phosphorique et boracique.

Le sulfate est décomposé par les carbonates de potasse et de soude, et par le muriate de chaux.

Le sulfate de barite est composé, d'après MM. *Vauquelin* et *Thenard*, d'acide sulfurique 25, de barite 75. Ces proportions diffèrent dans le sulfate artificiel, acide 38, barite 64, eau 3.

Le sulfate de barite n'est d'aucun usage ; on en extrait la barite pour l'usage de la chimie.

§. V.

Sulfate de Strontiane.

On ne connoissoit pas autrefois ce sulfate ; la strontiane se trouvoit à l'état de carbonate terreux à Strontian, dans l'Argyleshire, dans la partie occidentale du nord de l'Ecosse, accompagnant un filon de mine de plomb. C'est à M. *Klaproth*, que l'on doit la connoissance de ce sel. On en a découvert depuis peu une grande quantité en France. On l'appelle *strontiane sulfatée terreuse ;* cette

variété, que l'on trouve à Montmartre, près Paris, d'après M. *Vauquelin*, est composée de chaux carbonatée 8,33, de strontiane sulfatée 91,42, de fer 0,25. *Voy*. strontiane.

D'après les expériences de M. *Vauquelin*, le sulfate de strontiane natif est composé de carbonate de chaux 0,10, eau 0,5, sulfate de strontiane 0,83, et un peu de fer.

Ce dernier est lui-même composé sur 100 parties, strontiane 0,54, acide sulfurique 0,46.

Le sulfate de strontiane n'a pas de saveur; il est insoluble dans l'eau, très-blanc, lorsqu'il est pur; cristallisé, pesant un peu moins que le sulfate de barite.

Les formes secondaires du sulfate de strontiane sont à-peu-près les mêmes que celles du sulfate de barite, mais elles sont plutôt en prismes qu'en tables. Les plus beaux cristaux viennent des vallées de Noto et de Mazzare en Sicile. On trouve aussi des cristaux bleuâtres de sulfate de strontiane dans les bancs de soufre en Espagne.

Ce sel est fusible à une haute température, et il répand une lueur phosphorique d'un jaune purpurin lorsqu'on le traite au chalumeau.

Le charbon décompose le sulfate de strontiane, mais il faut préalablement enlever, par un acide, le carbonate de chaux qui y est mêlé : on se sert ordinairement d'acide nitrique ou muriatique; on lave bien la partie non soluble dans cet acide, et on la traite par le charbon, comme nous l'avons indiqué pour le sulfate de barite. *Voyez* ce mot.

On obtient ainsi un sulfure de strontiane que l'on décompose par l'acide nitrique : il se forme un nitrate de strontiane; quand on veut avoir la strontiane pure, on chauffe ce nitrate dans une cornue, ou mieux, dans

un creuset d'argent ; l'acide nitrique se décompose, et la strontiane reste pure.

Le sulfate de strontiane est soluble dans l'excès de son acide : phénomène qu'on ne peut obtenir avec le sulfate de barite.

La barite, la potasse et la soude décomposent le sulfate de strontiane par la voie sèche, à l'aide de la chaleur.

§. VI.

Sulfate de Potasse.

Le sulfate de potasse existe dans les végétaux, d'où l'on peut le retirer par l'incinération et par le lavage des cendres.

Il y a des salins du commerce qui contiennent moitié de leur poids de sulfate de potasse.

Les cendres des végétaux en tiennent une très-grande quantité, sur-tout ceux qui croissent loin de la mer ; car, près de la mer, ils contiennent plutôt du sulfate de soude ; on le sépare des cendres par leur lixiviation dans l'eau.

Ce sel portoit autrefois différens noms, tels que *tartre vitriolé*, *sel de duobus*, *sel polychreste de Glaser*, *arcanum duplicatum*, *vitriol de potasse*, etc.

Pour préparer ce sel, on met dans une terrine de grès, quatre parties de potasse carbonatée, que l'on fait dissoudre dans douze parties d'eau chaude. On verse peu-à-peu de l'acide sulfurique étendu d'eau : il se fait une vive effervescence, si l'on emploie la potasse du commerce : alors, on continue de verser de l'acide jusqu'à ce que la liqueur ne change point la couleur du papier teint de tour-

nesol : c'est ce que l'on nomme point de saturation ; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer jusqu'à légère pellicule, ou jusqu'à ce que la liqueur donne 15 degrés à l'aréomètre de *Mossy*. Ce sel cristallise par refroidissement.

On peut aussi retirer ce sel du sulfate acide de potasse, provenant de la décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique. On dissout ce sulfate acide dans de l'eau, on ajoute de la potasse carbonatée et pour plus d'économie, de la craie délayée ; on fait chauffer ; l'acide sulfurique libre décompose le carbonate de chaux ; l'acide carbonique se dégage, et il se précipite du sulfate de chaux : on cesse d'ajouter de la craie quand la liqueur ne donne plus aucun signe d'acide ; on filtre ; il passe dans la liqueur du sulfate de potasse, et il reste sur le filtre du sulfate de chaux insoluble, et un peu de carbonate de chaux. On fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'il se forme quelques cristaux sur les bords ; en refroidissant, il cristallise en prismes hexaèdres terminés par des pyramides hexaèdres ; le plus souvent, ce sont deux pyramides hexaèdres jointes base à base, ou deux pyramides quadrangulaires.

Le sulfate neutre parvient difficilement à la fusion ignée ; il ne donne jamais qu'un émail, au lieu qu'il ne faut qu'une température modique pour le sulfate acide ; le sulfate neutre décrépite au feu.

Il a une saveur amère, assez désagréable. Sa pesanteur spécifique est de 2.4073.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Le sulfate de potasse est décomposé par le charbon.

Si l'on chauffe fortement dans un creuset parties égales

de charbon et de sulfate de potasse, il se forme du sulfure de potasse ; le charbon absorbe l'oxigène de l'acide sulfurique, et il se dégage du gaz acide carbonique.

On peut ainsi dans les arts, transformer du sulfate de potasse, en sulfure par le charbon ; et décomposant ensuite ce sulfure par la chaux, on obtiendroit un sulfure de chaux insoluble, et la potasse resteroit à nu.

Ce sel n'est soluble que dans 16 à 18 parties d'eau, à la température de 10 degrés, échelle de *Réaumur*. L'eau bouillante paroît en dissoudre presque le quart de son poids. Par refroidissement, on l'obtient cristallisé, pourvu toutefois que l'eau en soit parfaitement saturée ; sans cela, il faut employer l'évaporation.

Ce sel est décomposé en partie par l'acide nitrique.

On met dans une cornue de verre, parties égales de sulfate de potasse en poudre, et d'acide nitrique, à 34 degrés. On y adapte un récipient, et l'on pose la cornue sur un bain de sable ; on soumet ensuite le mélange à la distillation.

Ou bien l'on met le mélange dans un matras ; on fait chauffer jusqu'à ce que le sel soit dissous ; on verse la liqueur dans une capsule de verre ; elle fournit par le refroidissement, des cristaux de nitre ; cependant tout le sulfate n'est pas décomposé, on obtient encore du sulfate acide de potasse.

C'est une cause de l'affinité de l'acide sulfurique pour le sulfate de potasse, que l'acide nitrique peut décomposer le sulfate de potasse : l'affinité seule de l'acide nitrique pour la potasse ne suffiroit pas ; mais celle de l'acide sulfurique pour le sulfate, qui s'exerce en même tems, détermine la décomposition ; il se forme un nitrate

de potasse, et un sulfate acide de potasse qui n'est pas décomposé par l'acide nitrique.

L'acide muriatique opère le même effet. Parmi les bases, il n'y a que la barite et la strontiane qui décomposent ce sel.

Si l'on verse une dissolution de barite ou de strontiane dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité de sulfate de barite ou de strontiane.

Proportions, d'après *Kirwan*, acide sulfurique 45; potasse 55.

Le sulfate de potasse est d'usage en médecine; on s'en sert aussi pour faire cristalliser le sulfate d'alumine.

§. VII.

Sulfate acide de Potasse.

Le sulfate de potasse a la propriété de se charger d'une plus grande quantité d'acide sulfurique, qu'il ne lui en faut pour se constituer sulfate de potasse.

Si l'on chauffe dans une cornue du sulfate de potasse, avec le tiers de son poids d'acide sulfurique concentré, ce sel reste imprégné d'acide, et acquiert des propriétés nouvelles.

On peut encore le préparer en faisant dissoudre dans de l'eau bouillante le résidu provenant de la décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Il cristallise en grimpant sur les parois des vases, en aiguilles fines; on a cru remarquer qu'il grimpe toujours vers le côté éclairé.

Sa saveur est très-aigre, piquante et amère; il est

composé de 67 parties de sulfate de potasse et de 33 d'acide en excès.

Il fait effervescence avec les alcalis saturés d'acide carbonique ; il n'attire pas l'humidité de l'air.

Il se fond au feu, beaucoup plus facilement que le sulfate de potasse, il en résulte une espèce de verre, ou d'émail blanc opaque, d'une saveur très-acide. A un grand feu l'excès d'acide se décompose, il se change d'après M. *Gay-Lussac*, en gaz oxigène et en acide sulfureux.

Il est beaucoup plus soluble dans l'eau que le sulfate de potasse neutre.

Ce sel est plus facilement décomposé par les corps combustibles, tels que l'hydrogène, le carbone rouge, et le soufre qui s'empare de l'excès d'acide, et qui le volatilise à l'état d'acide sulfureux.

La barite le décompose ; on le rappelle à l'état neutre par la potasse.

Si l'on ajoute du sucre à la dissolution de ce sel, on imite ainsi une sorte de limonade laxative.

§. VIII.

Sulfate de Soude.

Ce sel est plus abondant dans la nature que le sulfate de potasse. Les marais salans des environs de Narbonne ont fourni pendant longtems à tout le midi de la France, le sulfate qui y étoit employé ; les salines de la Touraine, du Jura et du Mont-Blanc, en donnent aussi beaucoup ; on le trouve encore en assez grande quantité dans les eaux de la mer, dans celles de certaines fontaines salées, et

sur-tout dans plusieurs eaux minérales, en Lorraine; on lui donne improprement le nom de sel d'Epsom, nom d'un sel que l'on envoie d'Angleterre d'une fontaine nommée *Epsom*.

On l'a nommé aussi sel admirable de *Glauber*, parce qu'il a été découvert par ce chimiste.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on met dans une terrine de grès des cristaux de soude, ou carbonate de soude: on les fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau chaude; on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique affoibli; il se fait une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique. On continue d'en mettre jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de mouvement, et que le mélange soit bien saturé; ce que l'on reconnoît encore avec le papier réactif. On filtre la liqueur presque bouillante, et on la fait évaporer convenablement: elle fournit par le refroidissement de très-beaux cristaux.

Il est rare que l'on compose ce sel de toute pièce, on l'obtient plus souvent, dans les laboratoires, de la décomposition du muriate de soude par l'acide sulfurique.

A cet effet, on réduit en poudre la masse restante dans la cornue, on fait dissoudre dans de l'eau et on sature l'excès d'acide du sulfate acide de soude. On y ajoute de la craie délayée; on fait chauffer; il se forme du sulfate de chaux, et du sulfate de soude; on filtre; le sulfate de chaux reste avec un peu de carbonate non décomposé, et il passe du sulfate de soude qu'on fait évaporer jusqu'à très-légères pellicules, ou jusqu'à ce que la liqueur marque 24 degrés, aréomètre de *Mossy*. Il cristallise, en refroidissant, sa forme la plus ordinaire

est celle d'un prisme hexagone, applati, terminé par des pyramides dièdres.

Ce sel admet dans la formation de ses cristaux plus que la moitié de son poids d'eau.

Il a une saveur salée, amère et fraîche. Sa pesanteur spécifique est à celle de l'eau comme 2246 est à 1000.

Mis en contact avec le calorique, on obtient deux espèces de fusion : l'une qui est due à l'eau qui entre dans la formation de ses cristaux, et que l'on appelle fusion aqueuse; l'autre, quand on opère à l'aide d'une grande chaleur : on la nomme fusion ignée. La manière dont le sulfate de soude se comporte au feu, donne un exemple de ces deux espèces de fusion.

Lorsqu'on expose ce sel à l'action du calorique, il se liquéfie assez promptement : cette fusion n'est donc qu'une dissolution de la matière saline par l'eau chaude.

Si l'on continue de faire chauffer ce sel, après l'avoir fait liquéfier, il se dessèche, blanchit et coule : si on le laisse refroidir dans cet état, il ressemble à l'émail blanc; mais il n'est pas décomposé.

Enfin, si on l'expose longtemps à un feu violent, il se réduit en vapeurs.

L'air réduit peu-à-peu les cristaux de sulfate de soude; ils tombent en une poussière blanche très-fine. On donne à ce phénomène le nom d'efflorescence. Cet effet n'a lieu que parce que ce sel perd l'eau qui entre dans la combinaison de ses cristaux; aussi, l'efflorescence n'est-elle jamais plus rapide et plus marquée, que lorsque l'air est très-sec, et par conséquent très-avide d'humidité; il y a donc ici une affinité plus grande entre l'eau et l'air,

qu'entre l'eau et la matière saline. Il perd environ la moitié de son poids.

La nature du sel n'est pas changée ; on peu lui rendre sa forme cristalline, en lui restituant l'eau qu'il a perdue.

On peut à l'aide du calorique opérer le même phénomène d'efflorescence et dans un espace de tems plus court.

Le carbone décompose ce sel, ainsi que quelques métaux.

Il ne faut pas croire cependant que cette décomposition ait lieu, parce que ces substances enlèvent l'acide sulfurique; mais bien parce qu'ils s'emparent de l'oxigène de l'acide; or, l'oxigène est là un principe éloigné de ce sel, tandis que la soude et l'acide en sont les principes prochains: ainsi les combustibles agissent seulement sur un des principes éloignés, et l'on obtient un sulfure.

On a proposé ce moyen pour décomposer le sulfate de soude; mais le charbon seul ne suffit pas, il faut y joindre un carbonate calcaire; dans ce cas, la chaux s'empare du soufre: mille parties de sulfate de soude, cinq cent cinquante parties de charbon, et mille de carbonate calcaire suffisent. On obtient un sulfure de chaux et du carbonate de soude, que l'on peut séparer par le lessivage.

Schèele a vu qu'en mêlant dans une dissolution de sulfate de soude, de la chaux vive, il se forme, en laissant le mélange exposé à l'air, du carbonate de soude, qui se cristallise, et grimpe contre les parois du verre; le même effet a lieu avec le muriate de soude.

On peut encore retirer la soude du sulfate, en mettant les cristaux desséchés avec du charbon et de la limaille

de fer bien mélangés, dans un creuset; on chauffe fortement: le charbon décompose l'acide sulfurique du sulfate de soude; le sulfure de soude formé, est décomposé par le fer, qui a plus d'affinité pour le soufre que la soude; il se forme un sulfure de fer, et un carbonate de soude. Après avoir laissé refroidir, on dissout le carbonate de soude; en filtrant, on sépare le sulfure de fer; on fait évaporer, et on obtient des cristaux de carbonate de soude.

Le sulfate de soude se dissout très-facilement dans l'eau, et la refroidit. Ce froid provient de la quantité de calorique qu'absorbe le sulfate pour devenir liquide. A 10 degrés de chaleur, l'eau n'en dissout que le 5e. de son poids; l'eau bouillante dissout plus que son poids de ce sel.

Mêlé avec le double de son poids de glace, il produit 2 degrés de froid; la température étant au terme de la congélation.

Parmi les bases salifiables, il n'y a que la barite et la strontiane qui le décompose. En versant une dissolution de ces terres dans de l'eau saturée de sulfate de soude, il se forme un sel insoluble, sulfate de barite ou de strontiane, et la soude reste dissoute dans l'eau.

La potasse pure est caustique, mêlée à une dissolution de sulfate de soude, le décompose, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en a la soude.

M. *Trommsdorff* a proposé d'extraire la soude du sulfate de soude, à l'aide de la potasse.

On fait dissoudre 16 livres de sulfate de soude cristallisé dans 32 livres d'eau bouillante; on ajoute 3 livres

de potasse ; on fait éprouver au mélange quelques bouillons, et on laisse refroidir ; il se dépose une grande quantité de sulfate de potasse. On passe la lessive à travers un filtre ; et on la place dans un endroit frais. Après quelques jours, on y trouve une belle cristallisation de carbonate de soude. On décante le liquide, on le concentre par l'évaporation, et on met de nouveau à cristalliser. Cette cristallisation, ainsi que les suivantes, seront mêlées de sulfate de potasse. Pour séparer ce sel du carbonate de soude, on expose les différentes cristallisations à une légère chaleur qui fait fondre le carbonate dans son eau de cristallisation. Après la fusion, on décante ce sel de dessus le sulfate de potasse ; on le fait dissoudre dans l'eau, et on le cristallise de nouveau.

On fait, d'un autre côté, dissoudre dans de l'eau le sulfate de potasse précipité, et celui obtenu par la cristallisation ; et on le cristallise.

Le sulfate de soude se combine encore avec l'acide sulfurique ; il en résulte un sulfate acide, comme celui de potasse.

Les acides nitrique et muriatique décomposent ce sel, avec les mêmes circonstances.

Ce sel est souvent employé en médecine. L'analyse y a démontré 27 parties d'acide, 15 de soude, et 58 d'eau.

§. IX.

Sulfate de Chaux.

Le sulfate de chaux, connu vulgairement sous le nom

de gypse, plâtre, sélénite, est très-abondant dans la nature : il est composé de 46 parties d'acide, de 32 de chaux et 22 d'eau, et d'après M. *Chenevix*, lorsque ce sel a été bien chauffé daus un creuset de platine, de 57 d'acide et de 43 de chaux.

On compte beaucoup de variétés de sulfate de chaux : il y en a en gros cristaux, en masse déposée, en petites éeailles, ete.

Ce sel n'a pas de saveur sensible. Sa pesanteur spéeifique est à eelle de l'eau comme 23 est à 10.

Au feu, il décrépite légèrement, et devient d'un blanc mat ; il forme ce qu'on appelle le plâtre fin. On se sert de ee sulfate cristallisé, pour avoir un plâtre plus pur et plus blanc ; on l'emploie pour les objets de sculpture que l'on coule dans des moules. Il perd, par eette calcination, environ 20 pour 100 de son poids, ct augmente beaucoup de volume. A une haute température, il se fond sans se décomposer.

Ce sel n'est pas décomposable à l'air ; il perd seulement un peu de sa transparence, et présente différentes couleurs et se brise. A l'humidité, il se dégrade facilement.

Il faut 500 parties d'eau pour en dissoudre une de sulfate de chaux, à la température de 10. Après la dissolution, l'eau est plus pesante, d'une saveur fade, lourde sur l'estomac. L'eau des puits de Paris en tient en dissolution ; car, si on la laisse déposer, on y trouve du sulfate de chaux en très-petits cristaux, ou en poussière grise.

Les légumes durcissent, si on les fait cuire dans ees sortes d'eaux. On peut faire eette expérience, en faisant cuire comparativement un légume (des haricots), dans

de l'eau chargée de ce sel, et dans de l'eau pure. Il faut prendre une quantité égale d'eau et de haricots, et les faire cuire dans le même espace de tems.

Le charbon décompose le sulfate de chaux; et, si le plâtre n'est pas bien sec, on obtient aussi du gaz hydrogène carboné.

On prend une cornue de grès; l'on y introduit un mélange de charbon en poudre et de plâtre, environ $\frac{1}{8}$ de charbon et $\frac{7}{8}$ de plâtre; on adapte à la cornue un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche dans la cuve pneumato-chimique.

Le sulfate de chaux se réduit à l'état de sulfure, que l'on retrouve dans la cornue, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique et du gaz hydrogène carboné. *Voyez* l'article sulfure.

La barite, la strontiane et les alcalis, ont plus d'affinité que la chaux avec l'acide sulfurique. En versant une dissolution de ces substances dans une eau chargée de sulfate de chaux, il se forme un précipité. L'acide sulfurique rend ce sel très-soluble. Les acides nitrique et muriatique augmentent sa solubilité sans le décomposer.

On calcine le plâtre pour les bâtimens avec du bois, et la flamme le traverse; il se forme en même tems un peu de sulfure de chaux; aussi, si l'on gâche le plâtre frais cuit, il répand une odeur d'hydrogène sulfuré, très-sensible. Dans les carrières à plâtre, en France, par exemple, on brise la pierre en morceaux, on en fait alors des fourneaux, construits en forme de voûtes sous des hangards, on réunit les pierres en un massif parallélipipédique et à claire voie, dans le bas duquel sont

pratiqués des cavaux voûtés. On jette du bois dans ces cavaux, et la chaleur produite par sa combustion suffit pour cuire le plâtre. On entretient le feu jusqu'à ce que les pierres commencent à rougir; alors, on retire le feu, on fait crouler la voûte, et on brise la pierre calcinée avec des battes ordinaires. Les pierres qui se refusent au broyement, sont mises de côté pour être calcinées de nouveau. La cuisson a donc pour but de chasser toute l'eau de cristallisation, et de rendre par là le sulfate de chaux plus blanc, pulvérulent, et avide d'absorber l'eau dont on l'a privé.

Le plâtre calciné n'est pas pur : il s'y trouve de la chaux vive, qui est la cause de la chaleur qu'il prend, lorsqu'on le gâche. Cette chaleur vient encore du calorique de l'eau solidifiée, qui se dégage pendant la cristallisation.

Si l'on verse un acide sur du plâtre pur, il n'y a pas d'effervescence; mais, si c'est de la pierre à plâtre, il y a effervescence, parce que l'acide carbonique du carbonate de chaux qui s'y trouve, se dissipe.

Lorsque le plâtre est cuit et gardé trop longtems, il fait effervescence avec un acide, parce que la chaux qu'il contient a eu le tems de reprendre de l'acide carbonique : acide qu'elle avoit perdu par la calcination : il reprend aussi peu-à-peu son eau de cristallisation; aussi est-il essentiel, pour conserver le plâtre pur, de le priver, autant qu'il est possible, du contact de l'air et de l'humidité.

Si l'on gâche le plâtre calciné, on lui rend son eau de cristallisation; lorsque la quantité d'eau qu'on ajoute au plâtre, est à-peu-près égale au volume du plâtre employé,

ce liquide ne tarde pas à être absorbé ; le plâtre se prend alors en une masse solide.

Le plâtre employé durcit, 1°. parce que le sulfate de chaux se cristallise ; 2°. parce que la chaux absorbe de l'acide carbonique, et c'est l'entrelacement de ces cristaux de deux espèces, qui est la cause de la solidité.

C'est le carbonate de chaux, qui est dans le plâtre, qui est cause que les plâtras se salpêtrent très-promptement, lorsque les murs sont exposés à l'humidité et aux matières animales ; la chaux alors se combine avec l'acide nitrique qui se forme.

Le plâtre sert, dans plusieurs pays, à amender les terres, principalement les terreins trop humides, dans lesquels on veut cultiver du trèfle.

Les usages du sulfate de chaux, comme plâtre, font la base d'une foule d'arts, tels que ceux du stucateur, du modeleur, du décorateur, du mouleur, etc.

§. X.

Sulfate d'Ammoniaque.

On appeloit autrefois ce sel, *vitriol ammoniacal*, *sel secret de Glauber*, parce que c'est ce chimiste qui l'a découvert.

On dit l'avoir trouvé en efflorescence blanche, aux environs des volcans et en cristaux, autour de la bouche du Vésuve, et l'avoir retiré de quelques eaux de Toscane : on a dit aussi qu'on en avoit vu à la surface de la terre, en efflorescence, comme le nitre aux environs de Turin ; mais cela paroît encore douteux. *Bergmann* n'en a point trouvé dans les eaux qu'il a examinées ; cependant, comme

il y a beaucoup de soufre et d'ammoniaque dans la nature, cette combinaison peut se former ; mais étant très-soluble dans l'eau, elle disparoît en attirant l'humidité de l'air. On le rencontre aussi dans les eaux de fumier, et sous forme de stalactites jaunâtres, recouvertes d'une poussière farineuse blanchâtre, dans les lagonis de Sienne, en Toscane.

Pour préparer ce sel, on met dans un ballon du carbonate d'ammoniaque ; on le fait dissoudre dans une suffisante quantité d'eau, on verse peu-à-peu dans cette dissolution de l'acide sulfurique, jusqu'à ce que le mélange soit au point de saturation ; il se fait chaque fois une vive effervescence. Lorsque le mélange est saturé, on filtre la liqueur, on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à légère pellicule ; ou bien on peut faire cristalliser ce sel spontanément ; mais il faut une basse température et un repos parfait, et recouvrir la capsule d'une gaze ou d'un papier percé de petits trous.

On peut aussi le faire directement en ajoutant à de l'ammoniaque liquide de l'acide sulfurique étendu d'eau ; mais avec beaucoup de précaution, à cause de la grande quantité de chaleur dégagée qui jetteroit la liqueur hors du vase ; on en ajoute jusqu'à saturation, on fait évaporer jusqu'à légère pellicule, et en refroidissant, on obtient de petits cristaux.

Ce sel cristallise en prismes comprimés à six pans, dont deux plus larges que les autres. Sa saveur est amère, urineuse. Le sulfate d'ammoniaque fond dans son eau de cristallisation.

Il est décomposé par la chaleur, une partie de l'ammoniaque se dégage d'abord ; il se forme ensuite de l'eau par

l'hydrogène de l'ammoniaque qui se porte sur l'oxigène de l'acide, et le gaz azote se dégage; il reste un sulfite acide d'ammoniaque cristallisé; on fait ordinairement cette opération dans une petite cornue de verre, de manière à recueillir les gaz. Dans son mémoire sur les sulfates, M. *Gay-Lussac* a confirmé ces phénomènes. J'avois annoncé cette décomposition dans ma 3e. édition, mais elle fut révoquée en doute par plusieurs chimistes.

Si on chauffe doucement le sulfate d'ammoniaque, il se durcit et l'ammoniaque se dégage en partie, et si l'on continue l'action du calorique, il se volatilise au dôme de la cornue en sulfate acide d'ammoniaque; ce qui vient de la double affinité qui s'exerce, sur-tout celle du calorique pour l'ammoniaque.

Cette décomposition démontre que le sulfate d'ammoniaque peut devenir sulfate acide, ainsi que le sulfate de potasse. Il absorbe l'humidité de l'air en hiver, et presque pas en été. Le sulfate acide d'ammoniaque n'est pas décomposé par l'eau, il cristallise très-bien; il rougit la teinture de tournesol. Il ne faut cependant pas s'en rapporter à la rubescence de cette teinture, pour juger qu'un sel ammoniac est à l'état d'acide, car les sels ammoniacaux bien neutres rougissent si on les chauffe. On s'assure de la parfaite neutralité de ces sels, en les essayant sur une dissolution de carbonate de magnésie; s'il y a présence d'acide, il y a effervescence.

Le sulfate d'ammoniaque ne peut pas être décomposé par les combustibles comme les autres sulfates, car il n'y a que la portion d'oxigène excédante dans l'acide sulfurique, qui se dissipe; il ne reste que l'acide à l'état d'acide

sulfureux : or, cet acide sulfureux ne peut retenir toute l'ammoniaque ; une grande partie se volatilise.

Dans l'expérience avec l'oxide de carbone, cette substance enlève l'excès d'oxigène ; il reste de l'acide sulfureux et un sulfite ; mais comme le sulfite se volatilise très-facilement, il se sublime, par ce moyen, il échappe à la décomposition du charbon, et il passe de l'ammoniaque et de l'acide carbonique.

Quelquefois même, dans cette opération, il se forme de l'acide prussique, provenant du carbone et de l'ammoniaque.

Deux parties d'eau froide en dissolvent une de ce sel, et l'eau bouillante en dissout son poids ; il cristallise par refroidissement, en prismes à six pans.

Dans sa dissolution dans l'eau, il produit du froid, et ce froid est beaucoup plus sensible que celui que donnent les autres sels, attendu qu'il s'y dissout plus promptement.

Mêlé avec la glace, il produit un grand froid.

Les acides nitrique et muriatique ne décomposent pas entièrement ce sel.

Toutes les bases alcalino-terreuses et alcalines le décomposent.

Avec la chaux vive, le mélange s'échauffe et l'ammoniaque se dégage. Si l'on fait cette opération dans une cornue, on peut en extraire l'ammoniaque.

Quand la magnésie agit à froid et par la voie humide, elle ne décompose qu'en partie le sulfate d'ammoniaque ; il se forme, avec l'autre portion, un sel à deux bases, ou un sel triple.

La potasse et la soude forment avec ce sel, des sels solubles, et l'ammoniaque se dégage à l'état de gaz.

Toutes ces substances ont la propriété de décomposer le sulfate d'ammoniaque à froid, et par la seule trituration à sec, ou par le simple mélange des dissolutions.

Proportions de ce sulfate, d'après *Kirwan :* acide sulfurique, 0,42 ; ammoniaque, 0,40; eau, 0,18.

§. XI.

Sulfate de Magnésie.

Le sulfate de magnésie est connu en pharmacie sous le nom de sel d'*epsom*, parce qu'on le retiroit d'Angleterre, d'une fontaine appelée *epsom*. On l'a aussi appelé sel d'Egra, sel de Sedlitz, sel de canal; d'autres, sel cathartique amer. Ce sel existe dans les eaux de la mer, et dans celle des puits de Paris, dans les eaux-mères, d'où l'on a tiré le sel marin. Dans les pyrites martiales, dans les matériaux de l'alun, etc. Il existe sur la partie la plus élevée du monte Ramazzo, dans les Apennins de la Ligurie, une mine de magnésie, appelée par M. *Faujas-St.-Fond*, stéatite très-pyriteuse. On la grille, après l'avoir réduite en morceaux, pour en faire évaporer un peu d'arsenic qui s'y trouve combiné. C'est dans cette opération du grillage, que le soufre qui se trouve combiné avec le fer, se dispose à quitter sa base, et se porte sur la terre magnésienne de la serpentine pour en former le sulfate de magnésie. On pile grossièrement cette pyrite grillée; on la réduit en grands tas qu'on arrose légèrement : alors la combinaison avec la terre magnésienne achève de se faire par un

mouvement lent d'altération qu'éprouve la matière; on lessive ensuite ces terres, et l'on en obtient un sulfate de magnésie très-abondant, qu'on purifie et qu'on raffine.

M. *Aberto-Ansaldo*, entrepreneur de l'exploitation du sulfate de magnésie, a porté cette fabrication à un tel point, que le sel qu'il livre au commerce est préféré par sa pureté à celui qu'on tiroit d'Angleterre.

On trouve aussi du sulfate de magnésie en efflorescence près Paris, dans les carrières à plâtre de Montmartre.

M. *Proust* a observé que ce sel se montre en efflorescence en Espagne, à Madrid, et dans un grand nombre de lieux, sur la terre, sur les grès, et sur presque tous les murs de plâtre. Dans tous ces lieux, il est mêlé avec le nitre. M. *Schmeisser* l'indique en incrustation, avec la texture fibreuse, dans les Alpes de la Suisse, etc.

On purifie le sulfate de magnésie du commerce, en le dissolvant dans l'eau, et le faisant cristalliser.

On peut aussi préparer ce sulfate en saturant la magnésie pure d'acide sulfurique.

Dans le commerce, la cristallisation du sulfate de magnésie est confuse; ce sont des petites aiguilles. On doit faire évaporer la liqueur jusqu'à 30 degrés, aréomètre de *Mossy*.

Si on le fait cristalliser spontanément, on obtient des prismes à quatre pans égaux, lisses, terminés par des pyramides quadrangulaires. Pour l'obtenir ainsi, il faut en faire une dissolution dans l'eau froide, et l'exposer à l'air.

Il est d'une amertume extrême. Toutes les eaux salées amères sont ordinairement des dissolutions plus ou moins fortes de sulfate de magnésie.

Il est d'un blanc grisâtre, un peu brillant.

Exposé au calorique, il perd presque toute son eau de cristallisation, ce qui le réduit à presque moitié de son poids ; il éprouve aussi une fusion aqueuse.

A un feu violent il coule, mais il ne se décompose pas ; et si, après avoir été fondu, on le verse dans un vase, il reprend l'humidité de l'air, et brise le vase qui le contient. Il est légèrement efflorescent à l'air bien sec.

Le sulfate de magnésie est très-soluble dans l'eau ; il ne demande qu'une partie et demie de ce fluide froid, pour être tenu en dissolution. L'eau chaude peut en dissoudre le double de son poids.

Si l'on ajoute à du sulfate de magnésie un peu d'acide sulfurique, on a un sulfate de magnésie, avec excès d'acide ; et si l'on y verse de l'ammoniaque, il ne s'y forme pas de précipité, parce que l'ammoniaque ne décompose pas le sulfate de magnésie avec cet excès d'acide, mais il se forme un sel triple.

La barite enlève l'acide sulfurique à ce sel. Si l'on emploie de la barite dissoute dans l'eau pure, le sulfate de barite et la magnésie se précipitent ensemble ; mais si l'on emploie une dissolution acide, le muriate de barite, par exemple, le sulfate de barite se précipite, et la magnésie reste dans la liqueur, à l'état de muriate de magnésie.

Le sulfate de magnésie est décomposé par la potasse et la soude.

La potasse caustique précipite la magnésie en flocons blancs très-purs, et il se forme du sulfate de potasse.

La chaux précipite la magnésie du sulfate de magnésie ;

il se forme du sulfate de chaux, mais il faut opérer à grande eau.

L'ammoniaque décompose à froid une partie du sulfate de magnésie ; mais le précipité est léger, et toute la magnésie n'en est pas séparée ; car, si après avoir filtré, on essaie la liqueur avec la potasse, on a encore un précipité.

Mais si l'on fait évaporer lentement la liqueur, on a un sel triple, ammoniaco-magnésien.

Le sulfate de magnésie est très-employé en médecine ; il est composé comme il suit :

	En cristaux.	*Desséché.*
Acide	29,35	63,32
Magnésie	17,0	36,68
Eau	53,65	», »

§. XII.

Sulfate Ammoniaco-Magnésien.

C'est à *Bergmann* et *Fourcroy* que nous devons la connoissance de ce sel.

On le prépare comme nous l'avons indiqué ci-dessus.

Le sulfate ammoniaco-magnésien peut aussi se former directement, en mêlant des dissolutions de sulfate de magnésie avec du sulfate d'ammoniaque : la liqueur se trouble sur-le-champ, et cristallise peu de tems après.

Ce sel, comme le dit M. *Fourcroy*, est une vraie union de deux sels, et non pas comme l'expression de sel triple pourroit le faire croire, une combinaison de la

même quantité d'acide sulfurique, en même tems aux deux bases.

Ce sel est amer, a une saveur urineuse, est moins soluble que le sulfate d'ammoniaque, et plus que le sulfate de magnésie ; il cristallise en dodécaèdre, quelquefois à quatre pans.

Il se décompose au feu.

On reconnoît la présence de l'ammoniaque dans ce sel, en le triturant avec de la chaux, de la barite ou de la strontiane.

On y reconnoît la magnésie, en le précipitant par un alcali caustique ; et si l'on ajoute après de la chaux avec un peu d'eau, l'odeur d'ammoniaque se dégage.

Lorsqu'on chauffe ce sel triple avec force, le sulfate ammoniacal se volatilise, et il reste du sulfate de magnésie au fond de la cornue.

Les alcalis le décomposent complètement : ce sel se comporte avec la plupart des sels précédemment énoncés comme avec le sulfate de magnésie.

Ce sel contient sulfate de magnésie, 0,68 ; sulfate d'ammoniaque, 0,32.

§. XIII.

Des diverses espèces de Sulfates d'Alumine.

On connoît plusieurs états de sulfate d'alumine ; le plus commun est le sulfate acide d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, alun du commerce.

D'après les travaux de M. *Vauquelin*, sur les diverses manières d'être de la combinaison de l'alumine

avec l'acide sulfurique, qui se trouve en même tems uni à d'autres bases, on doit distinguer sept états dans cette combinaison ;

1°. Sulfate d'alumine ; c'est l'union artificielle de l'acide sulfurique et de l'alumine : ce sel est astringent, il cristallise en lames, ou feuillets plians, soluble dans l'eau : ce sel n'étoit pas connu ;

2°. Sulfate acide d'alumine ; c'est le précédent avec excès d'acide : il n'en diffère que parce qu'il rougit les couleurs bleues végétales. On le fait aisément, en dissolvant le précédent dans l'acide sulfurique ; tandis qu'on ne le convertit que très-difficilement en sulfate d'alumine neutre, et qu'en le faisant bouillir longtems avec sa terre : comme le premier, ce sel n'a pas été décrit ;

3°. Sulfate d'alumine et de potasse saturé ; c'est l'alun saturé de sa terre : ses caractères sont d'être pulvérulent, insipide, insoluble, incristallisable, et de se convertir aisément en véritable alun par l'acide sulfurique ;

4°. Sulfate acide d'alumine et de potasse. Il est aisé à préparer chimiquement, il ressemble beaucoup à l'alun ordinaire, cependant M. *Vauquelin* n'a trouvé que celui de la Tolfa qui soit de cette nature ;

5°. Sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque : on le fait facilement dans nos laboratoires ; il n'a point été rencontré pur dans le commerce ;

6°. Sulfate acide d'alumine, de potasse, d'ammoniaque ; c'est la nature de l'alun le plus fréquemment fabriqué dans les manufactures : aussi nous lui réservons le nom d'alun, pour le distinguer ;

7°. Le sulfate acidule d'alumine et de potasse. M. *Vauquelin* propose ce nom, parce qu'en ajoutant un peu plus

de potasse à la dissolution, qu'il n'est nécessaire pour en obtenir des cristaux octaèdres, il passe à la forme cubique.

§. XIV.

Du Sulfate acide d'Alumine et de Potasse.

On distingue six espèces d'alun dans le commerce ; 1°. Alun de glace ; 2°. alun de Rome ; 3°. alun de Naples ; 4°. alun de Smyrne ; 5°. l'alun de France ; 6°. enfin, l'alun extrait des schistes efflorescens et des produits volcaniques.

L'acide sulfurique forme avec l'alumine et les alcalis, un grand nombre de combinaisons salines qui ont été examinées avec beaucoup de soin par M. *Vauquelin*, et dont la plus importante est celle qui est connue dans le commerce et dans les arts sous le nom d'alun. Cette substance qui est un sulfate acide d'alumine et de potasse se trouve toute formée dans le voisinage de plusieurs volcans ; mais comme elle n'y existe qu'en très-petite quantité, on n'auroit aucun avantage à l'en extraire. On obtient l'alun en traitant par des procédés convenables, soit les mines qui le contiennent tout formé, soit les schistes bitumineux et pyriteux qui en renferment seulement les principes, et en le formant de toutes pièces ainsi que cela se pratique dans un très-grand nombre d'ateliers.

Dans la première classe de ces mines se trouvent celles de la Tolfa près de Rome, celle de la Solfatare dans les environs de Naples, celles du duché de Piombino, de Bausac, département de l'Aveyron, etc. ; et dans la

deuxième, les mines si abondantes de Suède, d'Angleterre, de Saxe, de Bohême, de Hesse et du pays de Liége.

Pour retirer l'alun des mines de la Tolfa, on calcine la pierre (1), on la laisse pendant deux mois exposée à l'air en ayant soin de l'arroser plusieurs fois par jour, et de la tenir constamment humectée; elle se trouve alors convertie en une espèce de pâte qu'on lessive avec très-peu d'eau, et dont on obtient, sans aucune addition, cet alun de Rome que toutes les fabriques recherchèrent autrefois avec tant d'empressement. Les mines de Liége, de Suède, du Freien Walde qui ne contiennent que les élémens de l'alun, s'exploitent toutes à-peu-près de la même manière. On dispose sur des plans inclinés des couches alternatives de minerai et de combustible, de manière à former des pyramides plus ou moins élevées auxquelles on met le feu. On laisse ensuite la mine s'effleurir à l'air, ou bien si elle est dans un état convenable, on la porte après le grillage dans de grands cuviers où elle est mélangée avec l'eau qui sépare tous les principes solubles. Après avoir ajouté des quantités plus ou moins grandes de potasse à cette lessive convenablement évaporée, on la fait couler dans de grands cristallisoirs où elle dépose

---

(1) M. Gay-Lussac qui a suivi les phénomènes de la calcination de la pierre de la Tolfa, a vu qu'il s'en dégageoit de l'acide sulfureux et du gaz oxigène, d'où il a conclu que l'acide sulfurique y est combiné avec plus d'alumine qu'il n'en peut saturer, ce qui forme un sel insoluble, tandis que, après la calcination, l'alun y est ramené à ses véritables principes, ce qui en facilite la lixiviation.

des masses considérables d'alun qu'on purifie en les dissolvant dans l'eau et en les faisant cristalliser une deuxième fois.

Les expériences analytiques qui avoient été faites sur l'alun, ayant conduit à reconnoître la nature de ses principes, on chercha les moyens de les combiner ensemble d'une manière aussi intime, afin d'obtenir plus abondamment cette substance. Les premières fabriques d'alun élevées en France furent celles de M. *Chaptal*, à Montpellier, et celle de M. *Alban*, à Javelle, près Paris, dont les procédés étoient fort différens. A Montpellier, on calcinoit dans un four des boules formées de parties égales d'argile et de résidu de la combustion des chambres; on les exposoit ensuite pendant un mois à la vapeur de l'acide sulfurique, et on en obtenoit une lessive qu'on faisoit évaporer et cristalliser.

Dans la manufacture de Javelle, l'argile calcinée et réduite en poudre, étoit traitée avec l'acide sulfurique. On plaçoit ensuite ce mélange pendant vingt-quatre heures dans un four à une température de 70 à 75 degrés centigrades, après quoi il étoit lessivé. Le liquide obtenu étoit évaporé et breveté avec des proportions constantes d'urine ou de potasse.

Depuis cette époque diverses méthodes ont été perfectionnées, et l'on a vu s'élever en France et dans l'étranger un grand nombre de fabriques d'alun artificiel.

Voici le procédé que M. *Curaudeau* emploie à Vaugirard. Il délaie 100 livres d'argile dans une dissolution de trois parties de muriate de soude, et il en forme des petits pains qu'il calcine dans un four. Il mêle le résidu broyé avec

le quart de son poids d'acide sulfurique concentré, et il y ajoute un sixième d'eau ou suffisante quantité.

Lorsque la combinaison est faite, il termine cette opération en combinant exactement avec ce mélange une dissolution de potasse dans laquelle l'alcali se trouve être le sixième du poids des matières employées, sur 100 livres d'acide on peut mettre de 15 à 18 parties de potasse suivant sa pureté. Cet alun ainsi obtenu n'est pas encore pur; pour l'avoir ainsi on le fait dissoudre de nouveau et on le fait cristalliser.

M. *Bouvier* dans sa fabrique de Menneey, près Corbeil, se sert avec beaucoup de succès des résidus de ses eaux fortes, dont M. *Curaudeau* avoit indiqué l'emploi il y a six ans, dans un mémoire pour fabriquer son alun; ces résidus après avoir été écrasés et tamisés sont traités dans une chaudière en plomb avec de l'acide à 35 degrés. Ce mélange reste un jour dans cet état, et le lendemain toute sa surface est couverte de petits cristaux d'alun. Cet alun purifié par deux dissolutions est mis à cristalliser et est ensuite livré au commerce.

Ce procédé, ainsi que celui de M. *Curaudeau*, ont un très-grand avantage sur tous ceux qu'on exécute dans les autres fabriques, parce qu'on sépare le fer qui exerce dans quelques teintures une influence si dangereuse.

Depuis un grand nombre d'années l'alun de Rome jouissoit dans le commerce et dans toutes les fabriques d'une prééminence extrêmement marquée; mais les analyses de MM. *Vauquelin* et *Chaptal* prouvèrent que tous les aluns contenoient exactement les mêmes proportions des mêmes principes, et qu'ils ne différoient que par des quantités infiniment petites de fer. Cependant malgré ces

intéressantes recherches tous les teinturiers conservèrent encore leurs préjugés sur les avantages exclusifs de l'alun de Rome ; et ils n'ont été entièrement détruits que par les nombreuses expériences de MM. *Thenard* et *Roard* sur l'emploi comparé des aluns dans toutes les opérations de la teinture.

L'alun cristallise par refroidissement : ces cristaux sont des octaèdres, mais avec plusieurs modifications ; sa pesanteur spécifique est de 1,7109 par rapport à celle de l'eau supposée de 10,000.

Ce sel se liquéfie à une douce chaleur ; il se boursoufle beaucoup, et il offre une masse très-volumineuse, légère, d'un blanc mat, et remplie de beaucoup de cavités. Il est peu altéré ; il altère inégalement les couleurs bleues. Sa saveur est beaucoup plus forte : c'est ce qu'on nomme *alun calciné*.

L'alun perd, en chauffant ainsi, son eau de cristallisation, et une très-petite partie de son acide. Car, si on fait cette expérience dans des vaisseaux clos, l'eau que l'on retire est acide. Cependant l'alun calciné est toujours avec excès d'acide.

Le sulfate d'alumine s'effleurit légèrement à l'air. L'alun se dissout dans 16 parties d'eau à 10 degrés, et il ne faut que 75 parties d'eau bouillante pour en dissoudre 100 d'alun.

Beaucoup de matières combustibles décomposent l'alun. Prenons pour exemple le charbon.

On mêle ensemble huit parties de charbon en poudre, sur une d'alun ; on introduit le tout dans une cornue, et l'on y adapte l'appareil pneumato-chimique.

A l'aide du calorique, on obtient sous la cloche du gaz

acide carbonique, et ce qui reste dans la cornue, est un sulfure d'alumine.

On décompose encore l'alun par les matières animales et végétales : cette décomposition produit une substance qui s'enflamme à l'air, et qu'on a appelée pyrophore.

On prend deux ou trois parties d'alun contre une de miel, de farine, de sucre; l'une ou l'autre de ces substances opère le même effet. On fait dessécher les deux matières dans une poële de fer, ou dans une cuiller de même métal, ayant soin de les remuer avec une spatule. Les matières se liquéfient d'abord; elles se boursouflent ensuite, et se réduisent en grumeaux : lorsque la matière est en cet état, on la pulvérise grossièrement : on achève de la dessécher; elle forme alors une poudre noire charbonneuse. On la met dans un petit matras à long col; il ne faut le remplir qu'aux trois quarts : on place ce matras dans un creuset avec du sable, et on en recouvre la boule : on met dans un fourneau le creuset qui contient le matras, et l'on chauffe par degrés, jusqu'à faire rougir le matras, l'acide sulfurique est décomposé, l'acide carbonique se dégage, ainsi qu'un peu d'hydrogène sulfuré et d'hydrogéne carboné, que la température fort élevée fait brûler à la fin de l'opération dans le goulot du matras, ou de la bouteille; on laisse la petite flamme brûler pendant 3 à 4 minutes; on ôte le feu du fourneau, on bouche le matras, et on laisse refroidir, ou bien on verse le pyrophore qu'il contient dans un flacon de cristal bien bouché.

Les chimistes ne sont pas encore d'accord sur la vraie dénomination de ce composé; les uns le regardent comme un sulfure d'alumine, mêlé d'une petite quantité de char-

bon ; les autres pensent que le pyrophore contient un sulfure hydrogéné de potasse et d'alumine mêlé de carbone extrêmement divisé.

Si l'on met un peu de ce sulfure sur du papier, à l'air libre, il prend feu. Lorsque le pyrophore est un peu lent à brûler, on accélère son inflammation, en répandant dessus la légère vapeur humide qui sort de la bouche.

L'inflammation du pyrophore ne se fait que dans un air chargé d'humidité, il ne brûle pas à l'air sec ; ce sulfure décompose une partie de l'eau de l'atmosphère, le sulfure d'alumine et de potasse en solidifie une partie qui laisse dégager une quantité de chaleur suffisante pour mettre le charbon en combustion. Il se régénère un peu d'alun dans cette opération. L'humidité est absorbée par la matière, et le calorique de cette humidité dégagé, élève la température de cette matière : alors, elle brûle elle-même, le charbon et le soufre, dans cette combinaison, régénèrent de l'acide sulfurique et du sulfate d'alumine, et il se dégage un peu d'acide carbonique.

Voici comme M. *Fourcroy* explique sa combustion : il use, dit-il, entièrement le gaz oxigène atmosphérique, et le convertit en partie en acide carbonique ; une autre partie se fixe dans le soufre qu'elle fait passer à l'état d'acide sulfurique ; en sorte que, lorsque le pyrophore a brûlé, il ne contient plus de sulfure hydrogéné comme auparavant, mais du sulfate d'alumine et de potasse ; ce n'est plus de l'alun, parce qu'il a perdu son excès d'acide qui lui donne son caractère.

Lorsqu'on le jette dans l'eau, il répand une odeur fétide, et donne une dissolution de sulfure de potasse et d'alumine hydrogéné.

Le gaz nitreux et l'acide sulfureux gazeux enflamment aussi le pyrophore.

Le même effet a lieu dans le gaz acide muriatique oxigéné.

L'alun est décomposé par la barite, la chaux, la strontiane, la magnésie, la glucine, et par tous les alcalis; versés dans une dissolution de ce sel, ils en précipitent l'alumine. L'alumine que l'on obtient ainsi est rarement pure. *Voyez* alumine.

L'alun est aussi décomposé par un grand nombre de sels; la plupart des sulfites, nitrates, nitrites, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates décomposent ce sel par une double attraction.

M. *Vauquelin* a trouvé dans cent parties d'alun de fabrique : sulfate d'alumine, 0,49; sulfate de potasse, 0,07; eau, 0,44.

L'alun est d'un usage très-étendu, soit en médecine, soit dans les arts. Il sert aux chandeliers pour blanchir et durcir le suif. — Il entre dans la pâte des papiers. On peut l'employer pour éteindre les incendies. Il est le conservateur des substances végétales et animales dans les cabinets d'histoire naturelle; enfin, son plus grand usage est dans l'art de la teinture.

§. XV.

Sulfate de Glucine.

La glucine se combine très-bien avec l'acide sulfurique, soit lorsqu'elle est libre, soit à l'état de carbonate;

dans ce dernier cas, il se produit une effervescence assez vive.

Le sel qui résulte de cette combinaison est très-soluble dans l'eau, en sorte que sa dissolution devient épaisse comme un sirop, avant de cristalliser : on obtient des aiguilles ou des prismes mal formés.

La saveur de ce sel est très-sucrée et légèrement astringente.

Exposé au feu, il se boursoufle comme l'alun; et si on le fait rougir assez fortement, il se décompose entièrement : l'acide sulfurique s'échappe en vapeurs, et la terre reste pure.

Le charbon décompose, à l'aide du feu, le sulfate de glucine, et il en résulte un sulfure.

Aucun acide ne décompose ce sel, d'où il suit que l'acide sulfurique l'emporte sur tous les autres par son affinité pour cette terre.

Les alcalis et les terres, excepté l'alumine, le décomposent, en s'emparant de l'acide sulfurique, avec lequel ils ont une attraction plus forte.

L'infusion de noix de galle, ajoutée à la dissolution, donne un précipité blanc jaunâtre.

Le sulfate de glucine est décomposé par un grand nombre de sels; la plupart des sulfites, nitrates, muriates, phosphates, fluates, borates et carbonates, jouissent de cette propriété.

§. XVI.

Sulfate d'Yttria.

Ce sel résulte de la combinaison directe de l'yttria avec l'acide sulfurique, il se dégage une grande quantité de calorique, et le sel se précipite sur-le-champ sous la forme de grains brillans.

Le sulfate d'yttria a d'abord une saveur astringente, qui finit par être sucrée. Il exige environ 50 parties d'eau pour se dissoudre. Il est décomposé par le calorique et par les alcalis.

§. XVII.

Sulfate de Zircone.

M. *Klaproth* est le premier qui ait fait connoître ce sel. M. *Vauquelin* a ajouté au travail du savant chimiste de Berlin quelques détails sur le caractère et les propriétés de ce sel.

Pour que les combinaisons de la zircone avec les acides s'opèrent facilement, il faut qu'elle soit très-divisée et encore humide, telle qu'elle est lorsqu'elle vient d'être précipitée de ces dissolvans ; si elle a été desséchée au feu, ou même à la chaleur d'une étuve, elle ne se prête que difficilement à ces compositions. Cette terre adhère peu aux acides, car l'action de la chaleur, même médiocre, suffit pour en rompre les liens ; cette vérité est d'ailleurs démontrée par les alcalis, et toutes les autres terres qui lui enlèvent les acides.

L'acide sulfurique et la zircone s'unissent aisément, et

le sel qui résulte de cette combinaison est blanc, insoluble dans l'eau, et sans saveur sensible. La chaleur le décompose, et laisse la zircone pure. Il n'éprouve aucun changement à l'air, et l'eau ne dissout ce sel que lorsqu'elle est acide. A une haute température, le charbon convertit ce sulfate en sulfure. Ce sulfure est très-soluble dans l'eau, et sa dissolution fournit, par l'évaporation, des cristaux d'hydro-sulfure de zircone.

Ce sel ne subit aucun changement, dans sa nature intime, de la part des autres acides.

Les terres et les alcalis le décomposent, ainsi que la plupart des sels à base d'alcali, et ces décompositions n'ont lieu que par attractions doubles superflues.

Proportions : — Inconnues.

On n'emploie encore à aucun usage le sulfate de zircone.

§. XVIII.

Des Sulfites.

On appelle sulfites, les combinaisons de l'acide sulfureux avec les terres et les alcalis. C'est à MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* que nous devons la connoissance de ces sels. Ces composés se nommoient auparavant sels sulfureux.

Pour faire les sulfites en général, on peut mêler des dissolutions alcalines ou terreuses, avec de l'eau chargée d'acide sulfureux.

Ou bien on met du mercure et de l'acide sulfurique dans une cornue, il se forme de l'acide sulfureux gazeux, produit de la décomposition de l'acide sulfurique par le mercure.

A, cornue de verre lutée, posée sur des barres de fer dans un fourneau contenant le mercure et l'acide sulfurique ; on y adapte un tube recourbé qui va plonger dans un flacon *B*, dans lequel on met de l'eau pour absorber l'acide sulfurique qui pourroit passer sans être décomposé ; de ce flacon, part un tube, qui va se rendre dans une autre bouteille *C*, à trois tubulures, dans laquelle on met une dissolution de carbonate de potasse ; on peut mettre ainsi autant de flacons que l'on a de sulfites à préparer ; le dernier est terminé par un tube de sûreté à boules, dont l'extrémité plonge sous une cloche *D*, dans l'appareil pneumato-chimique. Il faut avoir soin de mettre dans la tubulure du milieu de chaque flacon, un petit tube *E*, dont une des extrémités doit plonger de quelques millimètres dans l'eau, et l'autre rester dans l'atmosphère, afin que, pendant l'opération, si la chaleur vient à diminuer, ou après qu'elle est finie, il donne passage à l'air extérieur ; à mesure que le gaz diminue de volume par le refroidissement, et empêche par là, que la dissolution du sulfite ne remonte dans le premier flacon, et ne se mêle à l'eau qu'il contient, par la pression de l'atmosphère.

Pour vérifier si un appareil aussi compliqué, perd en quelques endroits, on insufle de l'air avec la bouche par le premier tube de sûreté *E*. Cet air doit arriver dans la cloche *D*, en vainquant l'opposition qu'il éprouve de la part des colonnes fluides qu'il traverse dans son passage ; opposition qui le porteroit à s'échapper, s'il avoit issue par les assemblages : les flacons tubulés sont sujets à avoir des ouvertures aux soudures des tubulures.

Le tout ainsi disposé, on chauffe légèrement la cornue,

Appareil pour préparer les Sulfites

Girard del. — Delettre Sculp.

l'acide sulfureux se dégage à l'état de gaz, et sature la potasse, la soude, etc. Il passe sous la cloche *D*, de l'acide carbonique, qui provient de la décomposition des carbonates liquides que contiennent les flacons, carbonates qui se décomposent à mesure que l'acide sulfureux chasse l'acide carbonique, pour s'emparer de la base, et en composer des sulfites.

Ce moyen de préparer les sulfites, est le plus avantageux; car on peut les obtenir cristallisés, sans faire évaporer.

Si on les faisoit avec l'acide sulfureux liquide, il faudroit faire évaporer, et l'évaporation donnant accès à l'oxigène, il peut se former de l'acide sulfurique et des sulfates.

Propriétés génériques des sulfites.

Les sulfites n'ont point d'odeur. Lorsqu'ils ne sont pas neutres, ils décolorent entièrement les couleurs bleues végétales : voilà pourquoi on emploie la vapeur du soufre, ou l'acide sulfureux, pour blanchir la soie, le linge, etc. Ils ont une saveur marquée d'acide sulfureux; ils sont décomposés par le calorique à une haute température. Cette décomposition varie suivant la fixité de la base, et son affinité pour l'acide sulfurique; tantôt l'acide se dégage et la base reste pure, tantôt il se sublime lentement du soufre; le gaz oxigène se dégage, et il reste un sulfate, comme cela a lieu dans la distillation du sulfite de chaux.

Le gaz oxigène les change en sulfate : quelques sulfites peuvent servir d'eudiomètre, sur-tout celui d'ammoniaque,

car c'est celui de tous les sulfites qui passe le plus facilement à l'état de sulfate par le seul contact de l'oxigène de l'atmosphère. Le passage à l'état de sulfate est cependant peu sensible dans les sulfites terreux, qui sont presque tous insolubles, tandis que les sulfites alcalins qui sont très-solubles passent promptement à l'état de sulfates.

Les uns sont solubles dans l'eau, les autres ne le sont pas, excepté avec excès d'acide. Ils sont décomposés par les acides. Ils sont tous convertis en sulfure par le charbon, excepté celui d'ammoniaque.

Les alcalis et les terres agissent sur ces sels en raison de leurs affinités pour l'acide sulfureux; ainsi la barite décompose tous les autres sulfites, ensuite la strontiane, la chaux, la potasse, la soude, la magnésie, l'ammoniaque, la glucine, l'alumine et la zircone.

§. XIX.

Sulfite de Barite.

Pour préparer ce sel, on mêle une dissolution de sulfite de soude ou d'ammoniaque, avec une dissolution de muriate de barite; le sulfite de barite se présente alors sous la forme de très-petites aiguilles, qui se précipitent au fond de la liqueur. Ou bien on fait passer du gaz acide sulfureux dans une solution de barite jusqu'à saturation. Ce sel n'a pas de saveur sensible, il est blanc, opaque.

Le calorique en chasse le soufre excédant, et il passe à l'état de sulfate. Le soufre se cristallise au col du matras.

Le charbon décompose le sulfite de barite, et le change en sulfure, en lui enlevant son oxigène.

Ce sel n'est pas soluble dans l'eau, au moins d'une manière sensible ; l'acide sulfureux le rend un peu dissoluble.

Les acides sulfurique, muriatique et nitrique, décomposent le sulfite de barite, en produisant un pétillement très-violent, et un gonflement très-considérable. Les deux derniers acides le dissolvent entièrement.

L'acide muriatique oxigéné le change entièrement en sulfate.

Le sulfite de barite n'est décomposé par aucune substance terreuse ou alcaline.

Ce sel cristallisé, suivant MM. *Fourcroy* et *Vauquelin*, est composé dans ces proportions : barite 0,59 ; acide sulfureux 0,39 ; eau 0,02.

M. *Fourcroy* emploie avec succès le sulfite de barite dissous dans l'eau par le moyen de l'acide sulfureux, pour reconnoître si cet acide est pur, et pour en séparer l'acide sulfurique qu'il pourroit contenir.

§. XX.

Sulfite de Chaux.

Le meilleur procédé pour préparer le sulfite de chaux, c'est de faire passer du gaz acide sulfureux au milieu du carbonate de chaux délayé dans l'eau.

Quand la liqueur est bien saturée, il cristallise sur les parois du flacon en aiguilles transparentes.

Sa saveur est d'abord presque nulle, elle imite ensuite celle de l'acide sulfureux.

Ce sel cristallisé perd un peu de sa transparence ; mais il ne se convertit que très-lentement en sulfate.

Le calorique fait passer ce sel à l'état de sulfate.

Ce sel demande environ huit cents parties d'eau pour se dissoudre, mais il devient plus soluble par excès d'acide : c'est ainsi qu'on peut l'obtenir cristallisé, en exposant à l'air sa dissolution dans l'acide sulfureux.

Il n'y a que la barite qui décompose le sulfite de chaux.

Les acides minéraux le décomposent, l'acide sulfurique en dégage l'acide sulfureux, avec effervescence. On peut même l'en extraire ainsi dans l'état de la plus grande pureté.

L'acide nitrique et l'acide muriatique oxigéné le convertissent en partie en sulfate de chaux, proportions : chaux 0,47 ; acide sulfureux 0,48 ; eau 0,15.

§. XXI.

Sulfite de Potasse.

Stahl est le premier qui ait fait connoître ce sel, depuis longtems on le nommoit sel sulfureux de *Stahl*. MM. *Berthollet*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait connoître plus particulièrement ses caractères.

Pour le préparer on prend du carbonate de potasse cristallisé très-pur, on le dissout dans trois fois son poids d'eau distillée, et on y conduit du gaz acide sulfureux.

Lorsque l'effervescence n'a plus lieu par la présence de

l'acide sulfureux, on cesse l'opération, et la liqueur donne ordinairement des cristaux en refroidissant, qui présentent la forme d'une lame rhomboïdale alongée ; souvent sa cristallisation offre de petites aiguilles divergentes d'un centre commun. Ce sel est blanc et transparent ; sa saveur est piquante et sulfureuse. Exposé a une chaleur brusque, il décrépite, perd son eau de cristallisation, il rougit ensuite, répand quelques vapeurs d'acide sulfureux ; enfin, il s'en sépare une portion de soufre, et le résidu est du sulfate de potasse, avec un léger excès d'alcali.

Si l'on expose ce sel à l'air, il s'effleurit légèrement, devient opaque et dur, sa saveur piquante et sulfureuse disparoît ; il en acquiert une autre qui est âcre et amère, alors il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

Le charbon décompose ce sel ; à cet effet, on prend douze parties du sel desséché ; on le met dans une cornue avec une partie de charbon en poudre fine : on chauffe jusqu'à l'incandescence. On obtient, 1°. une petite quantité d'eau ; 2°. de l'acide carbonique ; 3°. une certaine quantité de gaz hydrogène sulfuré ; 4°. enfin, il reste dans la cornne une masse rouge très-soluble dans l'eau, et qui répand une odeur fétide d'hydrogène sulfuré, d'où les acides dégagent cette matière à l'état de gaz, et précipitent du soufre : on obtient donc un vrai sulfure de potasse hydrogéné.

Le gaz hydrogène décompose aussi le sulfite de potasse.

On met dans un canon de porcelaine du sulfite de potasse très-sec ; on fait passer ce tube à travers un fourneau, on adapte à son extrémité supérieure un appareil pour dégager du gaz hydrogène, et à l'extrémité inférieure, un

tube qui va plonger dans un flacon sec. On chauffe légèrement le tube de porcelaine; et par le passage du gaz hydrogène, il se forme de l'eau : il reste dans le tube du sulfure de potasse.

Le sulfite de potasse est soluble dans une quantité d'eau à-peu-près égale à la sienne : cette solubilité augmente par la chaleur.

Parmi les acides, les uns décomposent le sulfite de potasse, en en séparant l'acide sulfureux; les autres, en changent la nature, sans en chasser l'acide, mais en y portant une portion d'oxigène, et en le convertissant en acide sulfurique. Le premier de ces effets appartient aux acides sulfurique, muriatique, phosphorique et fluorique; le second, aux acides nitreux et muriatique oxigéné. L'action de ce dernier est même très-prompte. Quand on verse une solution concentrée de sulfite de potasse dans un flacon rempli de gaz acide muriatique oxigéné, celui-ci se décompose, et l'on apperçoit bientôt des cristaux de sulfate de potasse. Les acides boracique et carbonique ne lui font éprouver aucun changement à froid.

La barite, la strontiane, et la chaux sont les seules bases qui décomposent le sulfite de potasse; ainsi, dans une solution de ce sel, si l'on verse de l'eau de chaux ou de barite, on obtient un précipité, et la potasse reste pure.

On ne connoît pas les proportions de ce sel.

§. XXII.

Sulfite de Soude.

On prépare du sulfite de soude, en mettant dans une bouteille de *Woulf* une partie de carbonate de soude cristallisé, avec deux parties d'eau distillée; on y fait passer du gaz acide sulfureux, jusqu'à ce que l'effervescence soit passée. Lorsque la saturation approche de sa fin, une portion de sulfite de soude cristallise au fond de la liqueur.

Sa forme est un prisme à quatre pans, dont deux très-grands et deux petits, terminés par des pyramides dièdres. Ce sel est blanc, parfaitement transparent; sa saveur est fraîche, et ensuite sulfureuse.

Il se comporte au feu, absolument comme le sulfite de potasse, à l'exception seulement qu'il éprouve la fusion aqueuse.

Il s'effleurit à l'air, et se convertit ensuite en sulfate de soude, mais moins promptement que le sulfite de potasse.

Ce sel, mêlé avec un douzième de son poids de charbon en poudre, et chauffé dans une cornue, fournit d'abord un peu d'eau, ensuite de l'acide carbonique, mêlé d'une portion de gaz hydrogène sulfuré; enfin, il reste dans la cornue un sulfure de soude hydrogéné.

Les acides minéraux lui font éprouver les mêmes changemens qu'au sulfite de potasse.

La barite, la strontiane, la chaux et la potasse décomposent le sulfite de soude. Le précipité que l'on obtient est

du sulfite de barite, ou de chaux, ou de potasse, suivant que l'on a employé l'une ou l'autre de ces terres.

Les sulfates de chaux, d'ammoniaque et de magnésie le décomposent.

On y a trouvé, par l'analyse : soude, 18 ; acide sulfureux, 31 ; eau, 51.

Le sulfite de soude est un fort bon réactif pour les dissolutions métalliques, tantôt il précipite du soufre, tantôt le métal sous telle ou telle couleur. Le sulfite d'ammoniaque jouit de ces propriétés à un moins haut degré.

§. XXIII.

Sulfite de Soude sulfuré, ou avec excès de Soufre.

Cette nouvelle combinaison, découverte par M. *Chaussier*, et examinée depuis par M. *Vauquelin*, présente un nouveau genre de sulfites que l'on n'a pas encore étudié.

Ce que nous savons de plus particulier sur ce sel est dû aux chimistes que je viens de citer.

Voici comme on peut préparer le sulfite de soude avec excès de soufre :

1°. En faisant bouillir du soufre avec une dissolution de sulfite de soude bien neutre, on obtient un sel qui ne contient pas de sulfate.

2°. On peut former également ce sel avec un mélange de sulfite de soude et d'hydrogène sulfuré, d'acide sulfureux et d'hydro-sulfure de soude, avec le sulfite de soude et l'hydro-sulfure de soude ; mais toutes les fois que l'on

présente à l'acide sulfureux, ou au sulfite de soude, du soufre uni à l'hydrogène, ce dernier corps est brûlé, et le soufre mis à nu se combine à une portion du sulfite ou de l'acide sulfureux non décomposé.

L'hydrogène sulfuré, qui se dégage du sulfite de soude sulfuré par l'acide sulfurique, n'est pas une raison de croire qu'il existe dans ce sel; car le dégagement n'a lieu sensiblement qu'avec ce sel à l'état solide, et l'acide sulfurique concentré : s'il existoit dans le sulfite de soude sulfuré, il donneroit quelques signes de sa présence, par les dissolutions métalliques.

Lorsque ce sel est pur, 1°. il est transparent et cristallisé en forme de prisme carré, terminé par une pyramide à six faces; 2°. il ne s'effleurit point, et ne tombe point en déliquescence; 3°. il n'altère point les couleurs bleues ou violettes des végétaux; 4°. il a une saveur fraîche, légèrement amère et sulfurée; 5°. il n'a aucune odeur; 6°. sur les charbons ardens, il entre facilement en fusion, brûle ensuite avec l'odeur et la flamme du soufre; 7°. il est insoluble dans l'alcool; 8°. l'eau en dissout près de trois fois son poids; 9°. tous les acides, même le sulfureux, le décomposent et en précipitent le soufre, du moins en partie; 10°. l'addition des acides sulfurique, nitrique, muriatique, produit d'abord un dégagement de gaz hydrogène sulfuré, qui est bientôt accompagné et suivi de gaz acide sulfureux; 11°. il précipite le plus grand nombre des dissolutions métalliques, mais avec des phénomènes particuliers; ainsi, il précipite le nitrate de mercure en jaune, tandis que le sulfite de soude le précipite en blanc; 12°. il précipite le muriate de platine en noir, tandis que le sulfite de soude le précipite en rose; 13°. il ne revivifie pas

l'or de la dissolution nitro-muriatique, mais le précipite en jaune-brun ; 14°. il ne précipite pas les dissolutions sulfuriques de cuivre ; 15°. si l'on chauffe ce sel dans une cornue, il se fond, se dessèche, laisse ensuite échapper une portion de soufre qui se sublime ; il ne se dégage pas un atôme de gaz ; ce qui reste dans la cornue prend une couleur rouge, et communique cette couleur à la dissolution aqueuse ; 16°. l'eau de barite, en petite quantité, ne forme point de précipité dans la solution de ce sel ; 17°. l'acide sulfureux en sépare du soufre ; 18°. Si l'on mêle à une dissolution de sulfate de soude une petite quantité d'eau très-chargée d'hydrogène sulfuré, cette eau perd entièrement son odeur, et la dissolution n'est point altérée ; si l'on verse de cette eau jusqu'à ce que l'odeur de l'hydro-sulfure reste sensible, alors la dissolution devient laiteuse, et dépose une grande quantité de soufre. La liqueur éclaircie et évaporée, fournit une matière épaisse dont l'alcool sépare le sulfure hydrogéné, et il reste un liquide épais qui donne un sel d'une saveur amère et alcaline, dont les acides dégagent du gaz acide sulfureux, et précipitent du soufre. L'hydrogène sulfuré décompose donc du sulfite de soude.

M. *Chaussier* croit que ce sel peut être intéressant en médecine. Comme il n'a pas l'odeur fétide des sulfures et des hydro-sulfures, on peut l'employer avec avantage dans tous les cas où l'on employoit ce genre de préparation ; ainsi, on peut en prescrire l'usage, soit en bains, soit en douches, soit intérieurement, sous forme de pilules ou de boissons, et déja M. *Chaussier* s'en est servi avec avantage dans le traitement de plusieurs affections rebelles de la peau.

§. XXIV.

Sulfite de Strontiane.

Ce sel a beaucoup d'analogie avec le sulfite de barite. Il est cependant un peu soluble dans l'eau, et cristallise en prismes. Il est décomposé par la barite.

§. XXV.

Sulfite d'Ammoniaque.

Pour former le sulfite d'ammoniaque cristallisé, il faut faire passer, de la manière qui a été décrite, du gaz acide sulfureux dans de l'ammoniaque liquide concentrée. Quand l'ammoniaque est parfaitement saturée d'acide sulfureux, il se dépose des cristaux transparens et très-réguliers, formés par la portion de sulfite d'ammoniaque, que l'eau ne tenoit en dissolution que parce qu'elle étoit chaude.

Ce sel a la forme d'un prisme à six pans, terminé par des pyramides à six faces.

Sa saveur est fraîche et piquante ; il laisse sur la fin une impression semblable à celle de l'acide sulfureux.

Il se volatilise au feu sans décomposition ; il attire l'humidité de l'air, et passe bientôt à l'état de sulfate.

Le charbon ne le convertit pas en sulfure, parce qu'il se volatilise trop promptement.

Il est très-soluble dans l'eau, et cristallise par refroidissement.

Tous les acides minéraux, excepté les acides boracique et carbonique, décomposent ce sel. Cette décomposition se fait avec chaleur et effervescence, et l'on peut recueillir l'acide sulfureux, à l'état de gaz, au-dessus du mercure.

La barite décompose ce sulfite. Si l'on broie de la barite en poudre avec ce sel cristallisé, desséché, ou même dissous dans l'eau, l'ammoniaque se dégage.

La chaux se comporte comme la barite. La magnésie en poudre, chauffée avec du sulfite d'ammoniaque, le décompose entièrement.

La magnésie décompose aussi ce sel dissous dans l'eau, si l'on expose le mélange à une chaleur capable de faire bouillir la liqueur.

A une température moyenne, la magnésie ne décompose pas entièrement le sulfite d'ammoniaque; il se forme un sel triple, composé de magnésie et d'ammoniaque.

La potasse et la soude décomposent aussi le sulfite d'ammoniaque.

Principes constituans : ammoniaque, 29; acide sulfureux, 60; eau, 11.

§. XXVI.

Sulfite de Magnésie.

Pour former ce sel, on met dans un flacon de *Woulf* une partie de carbonate de magnésie, avec deux parties d'eau distillée, et on y fait passer du gaz acide sulfureux. Si l'on ne fait entrer que la quantité d'acide sulfureux

simplement nécessaire à la saturation de la magnésie, on n'apperçoit pas de changement sensible dans le volume de cette matière ; et si l'on n'étoit pas assuré, par le dégagement de l'acide carbonique, qui a lieu pendant cette opération, et par la fixation du gaz acide sulfureux, qu'il se forme une combinaison, on seroit tenté de croire qu'il n'y a pas d'action entre cet acide et le carbonate de magnésie. La plus grande partie de sulfite de magnésie formé reste au fond de la liqueur ; mais en accumulant, lorsque l'effervescence est passée, une nouvelle quantité d'acide sulfureux sur la masse de sulfite de magnésie, celle-ci se dissout entièrement dans la liqueur, et une partie du sel se sépare en cristaux transparens par le refroidissement.

Cette solution de sulfite de magnésie, exposée à l'air, dans une capsule, perd peu-à-peu l'excès d'acide sulfureux qu'elle contient, et dépose des cristaux transparens.

Ce sel est blanc, transparent ; sa forme est un tétraèdre surbaissé ; sa saveur est douceâtre et terreuse au commencement, et sulfureuse à la fin.

Exposé au feu, il se ramollit, se boursoufle, et devient ductile comme une gomme ; en continuant ainsi de le chauffer, après qu'il a perdu son eau de cristallisation, l'acide sulfureux s'en sépare, et la magnésie reste pure.

Il devient opaque à l'air, et se change peu-à-peu en sulfate ; mais il faut beaucoup de tems.

Le charbon réduit en poussière, et chauffé dans une cornue avec douze parties de sulfite de magnésie, lui enlève l'oxigène et le convertit en sulfure de magnésie.

Ce sel est un peu soluble dans l'eau.

Les acides minéraux produisent sur ce sel les mêmes effets que sur les autres sulfites.

Les substances terreuses et alcalines, déja examinées, décomposent toutes le sulfite de magnésie. Les substances terreuses forment avec sa solution, un dépôt composé des nouveaux sulfites formés, et de magnésie. La potasse et la soude opèrent le même effet ; mais la magnésie, dans ce cas, se précipite dure, parce que ces sulfites alcalins sont solubles.

L'ammoniaque ne forme aucun précipité dans la solution acide de ce sel, parce que le sulfite d'ammoniaque s'unit sans décomposition avec le sulfite de magnésie.

Les composans de ce sel sont : magnésie, 16 ; acide sulfureux, 39 ; eau, 45.

§. XXVII.

Sulfite Ammoniaco-Magnésien.

Ce sel n'est ni usité ni complètement connu.

§. XXVIII.

Sulfite de Glucine.

Inconnu.

§. XXIX.

Sulfite d'Alumine.

On peut se servir, pour préparer ce sulfite, des mêmes procédés que nous avons indiqués.

Ce sel ne cristallise pas; il se prend en une masse ductile et mollasse.

Le feu en dégage l'acide sulfureux.

Il est insoluble dans l'eau.

Les acides minéraux, les terres et les alcalis le décomposent.

D'après l'analyse de MM. *Fourcroy* et *Vauquelin*, ce sel est composé de, alumine, 44; acide sulfureux, 32; eau, 24.

§. XXX.

Sulfite de Zircone.

Inconnu.

§. XXXI.

Des Nitrates en général.

La plupart des nitrates existent dans la nature; d'autres sont le produit de l'art. Ils ont tous des propriétés communes et des propriétés particulières. Ces dernières seront décrites dans l'histoire de chaque espèce.

Ces sels ont une saveur fraîche et piquante, ils n'éprouvent aucune altération sensible au contact de la lumière, ils donnent du gaz oxigène et du gaz azote par la chaleur, et laissent un résidu alcalin ou terreux. Ils brûlent avec flamme beaucoup de corps combustibles, lorsqu'on élève suffisamment leur température.

Tous sont solubles dans l'eau, et cristallisables par refroidissement.

L'acide sulfurique décompose tous les nitrates, ils répandent de légères vapeurs blanches sans produire d'effervescence.

L'acide muriatique n'a aucune action à froid sur les nitrates, mais il les décompose à l'aide du calorique, en s'emparant d'une partie de l'oxigène, de l'acide nitrique, qui devient acide nitreux ; de sorte qu'il se forme de l'acide muriatique oxigéné et des nitrates qui, à mesure qu'ils se forment, sont décomposés et transformés en muriates. Telle est la cause que l'on obtient de l'acide muriatique oxigéné, en distillant une partie de muriate de soude avec deux d'acide nitrique, ou une de nitrate de potasse, avec deux d'acide muriatique.

L'acide boracique décompose, à une haute température, tous les nitrates, excepté celui d'ammoniaque qui se soustrait à son action en se volatilisant trop promptement.

L'acide phosphorique à froid décompose quelques-uns de ces sels, il se forme un phosphate acide. Si l'on emploie l'action du calorique, les nitrates sont alors décomposés entièrement, excepté le nitrate d'ammoniaque.

Enfin, il n'y a aucune substance qui fasse un précipité dans une solution d'un nitrate ; c'est par cette raison

qu'on ne possède aucun moyen de découvrir un nitrate, ou l'acide nitrique dans une liqueur.

§. XXXII.

Nitrate de Barite.

On prépare ce sel, en décomposant le sulfure de barite par l'acide nitrique; ou en saturant cet acide avec du carbonate de barite naturel ou artificiel. *Voyez* l'article sulfate de barite.

Ce sel cristallise en octaèdre; sa saveur est piquante et styptique comme les sels métalliques.

Exposé à l'action du calorique dans une cornue, il se décompose, fournit du gaz oxigène, mêlé de gaz azote. Cette opération a fourni à M. *Vauquelin* la barite pure. *Voyez* cet article.

Ce sel est peu altérable à l'air.

Il demande au moins dix à douze parties d'eau froide, pour se dissoudre; l'eau chaude en dissout beaucoup plus, de manière que la plus grande partie se cristallise par le refroidissement.

Plusieurs acides décomposent ce sel; les acides sulfurique, phosphorique, oxalique et tartareux, sont de ce nombre.

Le nitrate de barite n'est pas décomposé par les terres, mais bien par la potasse et la soude, qui en séparent la barite en cristaux, comme M. *Darcet* l'a fait voir.

Un foule de sels le décomposent, tels que les sulfates, les carbonates, etc.

Proportions : acide nitrique, 38; barite, 50; eau, 12.

Ce sel est utile pour reconnoître la présence de l'acide sulfurique. On peut s'en servir pour séparer cet acide, qui se trouve quelquefois dans l'acide nitrique, et qui empêche de l'employer dans des expériences exactes.

§. XXXIII.

Nitrate de Potasse.

Ce sel existe dans la nature ; les plaines crayeuses des pays chauds et secs, et les plaines sabloneuses qui contiennent aussi du carbonate de chaux, sont fréquemment couvertes d'efflorescence de nitre, comme en Espagne, dans l'Inde, en Hongrie, en Perse et en Egypte. On en trouve encore à la surface des murailles calcaires, aux voûtes des caves, sous des arceaux de ponts, etc. ; on l'appelle dans le commerce, *nitre de houssage*, parce qu'on le ramasse avec des balais ; salpêtre, sel de nitre, etc. Quelques végétaux en contiennent aussi, tels que la bourache, buglose, cigue, pariétaire, tabac, le soleil, etc. C'est pourquoi on leur a donné le nom de *plantes nitreuses.*

Malgré l'abondance de ce sel dans la nature, il est loin d'être suffisant pour les usages multipliés dans certains pays du nord de l'Europe ; on a recours aux nitrières artificielles.

Pour cela on élève sous des hangards des monceaux de décombres, des plâtras et des craies argileuses que l'on mêle avec des fumiers et d'autres débris de végétaux, tels que l'ortie, la jusquiame, etc. ; on arrose ces amas avec différentes liqueurs animales, telles que l'eau des

fumiers, de l'urine, du sang, etc.; on a soin d'établir la putréfaction de toutes les matières organiques, jusqu'à leur décomposition, ce qui exige une température ni trop chaude, ni trop froide et une humidité non interrompue. On reprend ensuite ces terres salpêtrées, on les lessive avec soin en faisant passer des eaux neuves sur des terres déja lessivées; et pour saturer les eaux très-chargées, on les fait passer sur des terres qui n'ont pas encore été lessivées.

Pour avoir une idée exacte de la formation du nitre dans ces circonstances, il faut se rappeler que l'acide nitrique est composé d'azote et d'oxigène; et ce n'est que la formation de celui-ci qu'on se propose d'opérer, qui se combine ensuite avec les bases terreuses ou alcalines contenues dans les matériaux. Il faut se rappeler de plus que l'azote et l'oxigène, à l'état de gaz, ne peuvent contracter d'union que par l'étincelle électrique.

Pour opérer cette combinaison, on prend l'azote sortant de ses composés, c'est-à-dire, au moment où il ne jouit pas encore de sa force élastique ou expansive.

La décomposition des substances organiques s'offre dans cet état, puisqu'il en est un des principes constituans; et à mesure qu'il est mis à nu par leur désorganisation, l'oxigène ou l'hydrogène s'en empare, l'un pour former de l'acide nitrique, l'autre pour former de l'ammoniaque.

En France où la nature forme ce nitre assez abondamment, on le retire en grand des vieux plâtras, des terres dites salpêtrées, qui se sont chargées de nitrate de potasse et de chaux par le contact des substances végétales et animales et par des arrosemens presque continuels. Les murs des anciennes écuries contiennent, jusqu'à la hauteur

d'environ deux mètres, une assez grande quantité de nitrate de potasse. Les plâtras qui tapissent les lieux d'aisance en contiennent aussi. On trouve dans ces terres des sels solubles, tels que le nitrate de chaux, le nitrate de magnésie, le muriate de magnésie, le muriate de soude, et plus ou moins de nitrate de potasse.

Pour obtenir le salpêtre des plâtras, ou autres terres salpêtrées, on dépose les terres dans des tonneaux placés sur des chant iersou dans des bassins de pierre percés d'un trou qu'on garnit d'une champlure fermée avec une broche; au-dedans on applique contre le trou nn bouchon de paille pour que l'eau sorte claire en se filtrant à travers; on verse de l'eau par-dessus, jusqu'à ce qu'elles en soient recouvertes de la hauteur d'un décimètre. Lorsque l'eau a séjourné pendant cinq à six heures sur ces terres, on la laisse écouler par des ouvertures pratiquées au bas des tonneaux, d'où elle tombe dans un demi-canal, qui la conduit dans une recette commune, enfoncée dans la terre. Cette première eau n'est pas assez chargée de salpêtre pour pouvoir être évaporée avec avantage, et la terre elle-même n'est pas épuisée. C'est pour cela qu'on fait passer la même eau sur trois terres, dont l'une a été lessivée deux fois, l'autre une fois, tandis que la troisième ne l'a pas été du tout.

Comme la plus grande partie de ce nitre est à base terreuse, et qu'il importe de le ramener à l'état de nitrate de potasse, on retire cette base de la lessive des cendres pour en séparer les terres.

Il est des salpêtriers qui se servent même aujourd'hui, au lieu de potasse, du sulfate de potasse, ou lessive jusqu'à 20 degrés à l'aréomètre de Baumé; on laisse dé-

poser les terres, et on fait couler la liqueur claire dans la chaudière de cuivre, à défaut, dans une chaudière de fer, pour être soumise à l'évaporation.

Quand la liqueur est en ébullition, à mesure que la liqueur s'évapore, on ajoute pour la remplacer, de l'eau salpêtrée nouvelle; on soutient l'ébullition pendant quelques jours jusqu'à ce que la liqueur soit assez rapprochée, et qu'en en mettant une goutte sur un fer froid, elle se fige et présente la forme d'un globule blanc et solide; alors on arrête le feu, et on fait couler les eaux convenablement rapprochées dans des cristallisoirs de terre, de bois, ou de cuivre. Après quelques heures de repos, on sépare les eaux-mères de dessus les cristaux qui se sont formés.

Lorsque la lessive du salpêtre contient beaucoup de muriate de soude, on profite de la propriété qu'il a de se précipiter pendant l'ébullition pour l'en séparer; on l'enlève aussi avec une écumoire dès qu'il se forme, et on le met dans un panier d'osier qui est suspendu au-dessus de la chaudière pour ne rien perdre de ce qui peut en dégouter.

Des produits de la cuite.

On obtient de la cuite quatre produits différens: les bases terreuses qui s'y précipitent, les écumes qui viennent à sa surface, le sel marin qui se cristallise pendant l'évaporation ou le repos de la liqueur; enfin, les eaux-mères restant après la cristallisation du salpêtre. Il ne faut rejeter aucun de ces produits qu'après en avoir retiré tout le salpêtre qu'ils contenoient.

Bases terreuses. Ces bases terreuses retiennent une

portion d'eau de la cuite, et par conséquent du salpêtre: pour les en dépouiller, on les lave dans un cuvier; et l'eau provenant de ce lavage, est employée à fondre de la potasse pour les saturations, ou mise dans une autre cuite, si elle est assez forte.

Écumes. Les écumes contiennent, outre les matières grasses ou extractives, les bases terreuses ramenées à la surface du sel marin, et beaucoup de salpêtre: pour en extraire ce dernier, on les délaie avec suffisante quantité d'eau, en écrasant les parties les plus dures; on enlève la partie surnageante, et on en retire l'eau sans troubler le dépôt qui s'y est formé. Cette eau est ajoutée aux cuites suivantes, et les résidus sont jetés sur les terres neuves pour être lessivés avec elles.

Muriate de soude. Ce sel cristallisé dans l'eau de la cuite chargée de salpêtre, en retient nécessairement une certaine quantité; pour l'en retirer, on le lave avec de l'eau chaude. On peut amasser les produits de plusieurs cuites pour les laver ensemble et à moins de frais: à cet effet, on fait chauffer de l'eau dans la chaudière; quand elle est en ébullition, on y jette une portion de sel, on l'agite, on le retire avec l'écumoire dans un panier placé sur la chaudière; on le remplace par une nouvelle portion de sel, qu'on renouvelle jusqu'à ce que l'amas en soit épuisé. L'eau de lavage de sel se joint à celle de cuite, ou on la fait évaporer séparément, si elle est assez chargée.

Eaux-mères. Les eaux-mères sont, de tous les produits de la cuite, celui dont les salpêtriers doivent le plus s'occuper. Ces eaux contiennent beaucoup de salpêtre à base terreuse, qui, dans la saturation par la potasse, ou en

passant sur les cendriers, n'a pas trouvé la quantité d'alcali nécessaire à sa décomposition; il faut la lui fournir: mais il est bien important de ne pas outrepasser la quantité d'alcali qu'exige ce salpêtre à base terreuse: le surplus seroit employé en pure perte à décomposer le muriate calcaire, à former du muriate de potasse, qu'il faudroit séparer du salpêtre et rejeter ensuite.

On peut décomposer les eaux-mères par deux procédés différens; ou en employant directement la potasse, ou en les passant sur des cendriers: dans l'un ou l'autre cas, il faut les étendre dans environ quatre fois leur volume d'eau pure, d'eau de lavage, ou mieux encore, d'eaux de lessive ou de buanderie. On ne doit négliger aucune occasion de se procurer ces dernières, qui présentent l'avantage de contenir une certaine quantité d'alcali.

Si l'on veut saturer ces eaux-mères par la potasse, on en fait dissoudre dans le double de son poids d'eau, à raison de 12 décagr. par 5 hectogrammes (4 onces par liv.) d'eau-mère, avec laquelle on mêlera cette dissolution peu-à-peu. Ce mélange qui réussit mieux à chaud qu'à froid, peut se faire dans la chaudière, d'où on le retire pour le verser dans un cuvier, au fond duquel les bases terreuses, devenues libres, se déposent.

Si, au lieu de peser l'eau-mère, on trouvoit plus commode de la mesurer, alors il suffit de savoir qu'un litre (une pinte mesure de Paris) d'eau-mère pèse ordinairement 15 hectogr. (3 livres), et exige environ 36 décagrammes (12 onces) de potasse. On ne peut, au reste, fixer que par approximation la quantité de potasse qu'on doit employer à la saturation des eaux-mères; elle varie

suivant la nature de ces eaux, et des terres dont elles proviennent.

Dans le cas où l'on auroit assez de cendres, on pourra les employer avec avantage à décomposer les eaux-mères.

Les eaux-mères décomposées de l'une ou l'autre manière, se mêlent avec les eaux de cuites. Dans les grands ateliers on peut les faire évaporer seules.

Du raffinage du salpêtre.

L'art du raffinage a pour but de débarrasser le salpêtre de tous les corps étrangers.

Celui qu'on obtient par une première cristallisation s'appelle *salpêtre brut*, ou de la première cuite, et dans cet état il n'est pas propre à la fabrication de la poudre, et retient du muriate de soude, des nitrates et des muriates terreux, une matière colorante, etc.

Pour raffiner le salpêtre brut, on dissout 2,000 livres de ce sel dans environ 1,600 livres d'eau; on ajoute ensuite 12 onces de cette sorte dissoute dans 10 pintes d'eau bouillante, et mêlée avec quatre seaux d'eau froide, on fait bouillir le tout dans une chaudière de cuivre; on continue quelque tems l'ébullition, et on enlève l'écume, jusqu'à ce qu'il ne s'en forme plus; on sépare avec une écumoire le muriate de soude qui se précipite.

On porte alors la liqueur dans des bassins de cuivre, fermés d'un couvercle en bois. Après quatre à cinq jours le salpêtre de la seconde cuite y est cristallisé.

Le salpêtre, dans ce premier état est beaucoup plus blanc, mais il contient encore un peu de muriate de soude. On lui fait subir un second raffinage. Pour cela on redis-

sont de nouveau 2,000 livres dans le quart de son poids d'eau ; on lui fait jeter quelques bouillons, et on y verse encore une dissolution de 8 onces de colle-forte, et on rafraîchit la liqueur avec un ou deux seaux d'eau froide ; on écume et on met en cristallisation. Cette fois tout le sel marin reste en dissolution dans l'eau-mère, et le salpêtre est pur. On le nomme alors nitre de troisième cuite.

Le deuxième procédé ne diffère du premier, qu'en ce qu'on n'ajoute au salpêtre brut que la quantité d'eau nécessaire seulement pour dissoudre à chaux le nitrate de potasse qu'il contient.

Le troisième procédé est fondé sur ce que le sel marin et les sels déliquescens sont plus solubles à froid, que le nitrate de potasse.

Telles sont en abrégé les différentes opérations que l'on fait sur le salpêtre brut ; ceux qui voudront de plus grands détails, peuvent consulter le *Manuel du commissaire des poudres et salpêtres*, par MM. *Riffault* et *Bottée*.

Quand on veut obtenir le nitrate de potasse parfaitement pur, pour l'usage de la médecine, on purifie le nitre de la troisième cuite par de nouvelles solutions et cristallisations. Quand on veut faire cristalliser ce sel il faut évaporer la liqueur jusqu'à 35 degrés de l'aréomètre de *Mossy* ; si l'on veut l'avoir en masse on peut porter l'évaporation jusqu'à 45 degrés.

Le nitrate de potasse a une saveur fraîche et piquante, sa forme la plus ordinaire est celle d'un prisme à six pans, terminé par des pyramides hexaèdres. Sa pesanteur spécifique comparée à celle de l'eau, est dans le rapport de 1,9369 à 10,000. Ce sel craque dans la main lorsqu'on le presse. Il est décomposé par le calorique : la première

portion qui se dégage, est du gaz oxigène, ensuite il est mêlé de gaz azote.

L'attraction de la potasse pour l'acide nitreux, s'oppose à ce que l'acide nitrique soit complètement décomposé au commencement de l'opération; et telle est la raison pour laquelle il passe à cette époque, du gaz oxigène pur, ou presque pur.

En arrêtant la décomposition du nitrate de potasse, à l'instant où le gaz azote commence à paroître, on forme du nitrite de potasse; aussi le résidu fait-il une vive effervescence avec l'acide nitrique, et répand des vapeurs rougeâtres; ce qui prouve que l'acide nitrique a changé d'état.

Si on met du nitrate de potasse dans un creuset, et qu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie assez vîte, et cette liquéfaction est une fusion ignée; car il peut rougir sans prendre la forme sèche. Si on le coule, après être fondu, dans une bassine, et qu'on l'étende afin de lui faire présenter plus de surface, on obtient une substance solide blanche, opaque, que l'on nomme *cristal minéral*, *sel de prunelle*; c'est du nitrate de potasse fondu. Quelquefois on y ajoute du soufre; alors ce sel contient un peu de sulfate de potasse, produit par la combustion du soufre qu'on ajoute.

Lorsque ce sel est très-pur, il n'éprouve aucune altération à l'air; quelquefois il y perd sa transparence.

Le nitrate de potasse est décomposé, à l'aide du calorique, par plusieurs corps combustibles; tels que le soufre, le charbon, les métaux, etc.

Si l'on fait chauffer dans une cornue trois parties de nitrate de potasse, et une partie de soufre, il se produit

dès que le mélange commence à rougir, une combustion vive ; il se dégage beaucoup de gaz, dans lequel on trouve une petite quantité de gaz nitreux et du gaz azote : le résidu est du sulfate de potasse. Le soufre a donc, à une haute température, plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a l'azote.

On donne au sel, obtenu de cette manière, le nom de sel polychreste de *Glaser*, nom de celui qui l'a fait connoître.

Le charbon décompose avec beaucoup de rapidité le nitrate de potasse, lorsqu'on élève leur température. Cette décomposition se fait avec tant de promptitude, qu'elle produit une détonnation considérable et presque instantanée.

On met trois parties de nitre dans un creuset, que l'on place dans un fourneau entre les charbons ardens : lorsque le nitre est fondu, et qu'il commence à rougir, on projette par cuillerée une partie en poids de charbon en poudre, il se fait une grande détonnation. Lorsqu'elle est passée, on remet une nouvelle cuillerée de charbon, et l'on peut continuer ainsi, jusqu'à ce qu'en remettant du charbon, il ne se fasse plus de détonnation, ou bien on fait préalablement le mélange, qu'on projette dans un creuset rougi.

Il reste dans le creuset une matière saline ; on la fait calciner, on fait dissoudre ensuite le sel dans l'eau ; on filtre, et on évapore jusqu'à siccité : c'est ce qu'on nommoit *nitre fixé par les charbons*. Si on le conserve en liqueur un peu concentrée, on a une substance qu'on appeloit autrefois, *liqueur de nitre fixé*, et *alkaest* de *Wanhelmont*.

Les chimistes modernes ne voient dans cette opération que de la potasse, plus de l'acide carbonique, formé par la décomposition de l'acide nitrique, dont l'oxigène s'est porté sur le carbone.

Quand on veut faire cette décomposition dans des vaisseaux clos, on place dans un fourneau une cornue de terre ou de fer tubulée; on y adapte deux ou trois ballons enfilés. On fait chauffer ce vaisseau; et lorsque son fond est rouge, on projette peu-à-peu un mélange de nitrate de potasse et de charbon, fait à parties égales, par la tubulure que l'on ferme promptement. Pendant la détonnation, les ballons sont remplis de vapeurs, dont une partie se condense en une liqueur fade, nullement acide, et souvent alcaline; le résidu n'est que de la potasse chargée d'acide carbonique : c'est ce produit que l'on nomme *clissus* de nitre.

Si l'on met un mélange de nitre et de charbon allumé dans un tube, et qu'on le plonge dans l'eau, la combustion continue; c'est ainsi qu'on peut recueillir, à l'appareil pneumato-chimique, les gaz résultant de cette combustion.

Pour faire la *poudre fulminante*, on met dans un mortier de marbre, trois parties de nitrate de potasse bien sec, deux parties de carbonate de potasse très-sec, et une de soufre, réduites en poudre fine; on mêle toutes ces matières en les triturant avec un pilon de verre, jusqu'à ce que le mélange soit bien exact : on renferme la poudre dans une bouteille qui bouche bien.

La propriété de cette poudre est de produire, étant exposée sur le feu, une explosion des plus fortes et des plus bruyantes. Pour cela on met dans une cuiller de fer,

sur un feu très-doux, environ trois grammes de cette poudre, la poudre se liquéfie : lorsqu'elle est parvenue à un certain degré de chaleur, elle se réduit subitement en vapeurs, et elle produit l'explosion. Dans cette expérience la potasse s'unit au soufre et forme un sulfure qui à l'aide de l'eau de cristallisation du nitre se convertit en sulfure hydrogéné. Parvenu à une certaine température le gaz hydrogène sulfuré se dégage de même que le gaz oxigène du nitre, leur contact aidé du calorique produit l'inflammation subite. Les gaz abondans qui accompagnent se dégagent, produisent le bruit sur l'air qui tend à s'opposer à leur dilatation, le vide produit par la formation de l'eau pourroit aussi contribuer au bruit.

Si l'on chauffe du fer et du cuivre avec du nitrate de potasse, ces métaux s'oxident, et la potasse reste pure.

Le nitrate de potasse est très-soluble, il ne lui faut que trois ou quatre parties d'eau pour en dissoudre une; l'eau bouillante en dissout le double de son poids. Aussi cristallise-t-il très-bien par refroidissement. Ce sel fait baisser le thermomètre, en passant de l'état solide à l'état liquide.

Le nitrate de potasse, mêlé au charbon et au soufre dans les proportions de 76 parties de nitrate, 12 de charbon et 12 de soufre, forme la poudre à canon.

On divise ces trois matières par l'action des pilons ou d'une meule; on en rapproche les molécules, par l'effort d'une presse ou du pilon qui a servi à les broyer, en y mêlant un peu d'eau; il en résulte une masse solide qu'on laisse sécher légèrement, et qu'ensuite on granule en l'écrasant sur un crible de peau ou de fil de cuivre

qui laisse passer les grains à mesure qu'ils se détachent. Lorsqu'on a divisé la masse de la poudre en grains de la grosseur convenable, pour l'usage auquel on la destine, on la fait sécher au soleil, et on la renferme dans des barils pour la priver de l'humidité de l'air.

On distingue deux espèces de poudre, la poudre de guerre et la poudre de chasse; la première est plus grosse et non lissée; la seconde est plus fine et lissée.

Le lissage se fait en la mettant dans des tonneaux qui tournent sur leur axe, et qui sont traversés de quatre barres parallèles à l'axe. Le mouvement lent et continu qu'on leur imprime, expose le grain à un frottement qui lui donne du lustre et en détruit les aspérités.

Lorsque la poudre s'enflamme, il se dégage du gaz azote, qui se développe instantanément en reprenant sa liberté; et on ne sait pas même encore jusqu'où va la dilatation causée par la grande chaleur qui naît de la combustion. Il se forme de l'eau et de l'ammoniaque dans cette violente combustion: il y a aussi de l'eau de décomposée et du gaz hydrogène qui se dégage avec élasticité: le carbone brûlant rapidement par l'oxigène du nitre, passe à l'état de gaz acide carbonique: comme tout le soufre ne brûle pas, le gaz hydrogène en dissout une certaine quantité; c'est ce gaz hydrogène sulfuré qui constitue l'odeur de la poudre brûlée.

Pour analyser la poudre à canon, on épuise par l'eau chaude la substance pulvérisée; l'eau dissout le nitrate de potasse; on fait évaporer à siccité et l'on pèse le nitre obtenu; le soufre et le charbon restent sur le filtre. Il est très-difficile de séparer le soufre du charbon. On emploie ordinairement deux moyens, le premier est la sublima-

tion; le deuxième de traiter le résidu par la potasse. Quand on fait sublimer, le soufre entraîne toujours avec lui un peu de charbon; il se forme même un peu de soufre hydrogéné et du gaz acide carbonique. On ne peut donc jamais, par ce moyen, les séparer entièrement, et par conséquent déterminer exactement. En suivant le second procédé, on met la poudre à canon dans une capsule avec un sixième de potasse caustique, dissoute dans l'eau qu'on fait bouillir. L'alcali dissout le soufre, d'où résulte un sulfure de potasse hydrogéné qu'on enlève par le lavage; le résidu insoluble dans l'eau, bien desséché, présente la quantité de charbon.

On peut encore après avoir fait sécher le résidu de charbon et de soufre, l'amalgamer avec du mercure et faire sublimer, alors le soufre sera entraîné par le mercure.

On fait encore avec le nitrate de potasse un mélange appelé *poudre de fusion* très-usitée, comme fondant, en docimasie. Ce sont trois parties de nitrate de potasse, une de sciure de bois et une de soufre. Ce mélange a la propriété de fondre une pièce de cuivre. On fait ordinairement cette expérience dans une écale de noix; on met de la poudre de fusion dans le fond, ensuite la pièce de cuivre, puis on la couvre de poudre; en y mettant le feu, la pièce se fond sans attaquer l'écale de noix, parce que le soufre forme avec le cuivre un sulfure de cuivre qui est très-fusible.

Ce sulfure exige pour se dissoudre sept fois son poids d'eau à 12°. *Réaumur.* L'eau bouillante en dissout son propre poids.

Le nitrate de potasse est décomposé par l'acide sulfu-

rique; c'est ce moyen qu'on emploie pour se procurer l'acide nitrique.

On met dans une cornue de verre tubulée ou non tubulée, cent parties de nitrate de potasse en poudre très-pur et très-sec, et 0,75 d'acide sulfurique concentré; on pose la cornue sur un bain de sable, et l'on y adapte une alonge qui communique dans un ballon tubulé, ou a deux pointes, auquel on adapte un tube recourbé; on le fait plonger dans un flacon tubulé vide; un deuxième tube va plonger dans une fiole à médecine pleine d'eau, on chauffe ensuite doucement; il se dégage des vapeurs nitreuses qui viennent de la décomposition de l'acide nitrique : en continuant le feu, l'acide nitrique se dégage et va se condenser dans le ballon; la matière qui est dans la cornue blanchit, se boursoufle, et il se dégage alors une grande quantité de vapeurs nitreuses qui indiquent que l'opération est finie : elles viennent de ce que les dernières portions d'acide tiennent fortement à la potasse, et que l'acide nitrique se décompose.

Il ne faut pas être surpris si, dans cette expérience, le nitrate de potasse donne un acide orangé, quoiqu'il y soit complètement saturé d'oxigène. On se rendra facilement compte de cet effet, en se rappelant que l'oxigène se sépare aisément de l'acide nitrique par le contact de la lumière ou d'une chaleur moyenne, et en se souvenant que l'acide nitrique a une affinité assez forte avec le gaz nitreux. C'est, en effet, en vertu d'une double affinité qu'une portion de l'acide nitrique est décomposée; l'une qui s'exerce entre le calorique, la lumière et l'oxigène; l'autre, entre l'acide nitrique et le gaz nitreux. Cette théorie est confirmée par le gaz oxigène qui se dégage,

Pl. 19.

Appareil pour faire l'acide Nitrique.

N.a Aulieu de plusieurs flacons, on peut n'en employer qu'un seul à la suite du Balon

1 Metre

Girard del.

sur la fin de la distillation, de l'acide nitrique, et que l'on peut recueillir avec l'appareil pneumato-chimique, et par le gaz nitreux qui se sépare de l'acide coloré, lorsqu'on le mêle avec de l'eau.

Le résidu de cette décomposition est du sulfate de potasse très-acide; il est ordinairement en masse blanche, opaque, à demi vitrifié.

Pour enlever cette masse de la cornue sans la casser, on la remplit d'eau et on la laisse plongée verticalement dans un cuvier d'eau. L'eau qui est chargée de sel descend en raison de la densité acquise, tandis qu'une nouvelle eau remonte, de manière que par ce courant continuel, la masse saline est dissoute au bout de quelques jours.

L'acide qu'on obtient par ce procédé, n'a jamais ce degré de pureté nécessaire pour s'en servir dans les expériences exactes. On est donc obligé de le purifier.

A cet effet, on redistille cet acide sur du nitre, ou bien, on y verse du nitrate d'argent, du nitrate de barite, et même encore de l'oxide de plomb demi-vitreux; quand on distille l'acide nitrique sur cette dernière substance, il faut avoir soin de séparer le premier produit. *Voyez* l'article l'acide nitrique.

Par l'un ou l'autre moyen, on obtient un acide très-pur.

L'acide muriatique décompose aussi le nitrate de potasse, mais par un mécanisme différent de celui de l'acide sulfurique: ce n'est point en lui enlevant directement la potasse qu'il opère cette décomposition, c'est au contraire en attaquant l'acide nitrique, dont il s'empare d'une

partie de son oxigène, d'où naissent l'acide muriatique oxigéné, et l'acide nitreux en vapeurs : ainsi, à mesure que l'acide muriatique prend une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, il passe à l'état d'acide nitreux ; et comme celui-ci a moins d'affinité avec la potasse que l'acide muriatique, il en est chassé, et il se forme du muriate de potasse. Il faut observer que ces effets n'ont lieu qu'à l'aide de la chaleur, et qu'il faut employer beaucoup d'acide muriatique, parce qu'une partie se combine avec l'oxigène, tandis que l'autre s'unit à la potasse. Il y a donc encore ici une double affinité.

La silice, l'alumine et la barite favorisent le dégagement de l'acide nitrique.

On suit dans les arts un procédé pour extraire l'acide nitrique du salpêtre : il consiste à mêler trois parties d'argile, ou de terre bolaire avec une partie de nitrate de potasse. On calcine préalablement la terre, pour en chasser la plus grande partie de l'humidité, et pour convertir les pyrites martiales, dont elle n'est presque jamais exempte, en acide sulfurique, qui se porte sur le nitrate de potasse.

On introduit ce mélange dans des espèces de cornues, nommées *cuines*, placées sur deux rangées, dans un fourneau alongé, appelé *galère* ; on y adapte des récipiens de la même matière, et à-peu-près de la même forme, qu'on lute ensemble avec de l'argile. Lorsque les cornues ont été recouvertes, et qu'elles sont bien ajustées avec les récipiens, on allume le fourneau, on chauffe par degrés, et dès que les vapeurs rouges commencent à paroître, on délute les récipiens, on en retire le liquide qu'ils contiennent, que les ouvriers appellent *flegme* ;

on les replace, et on continue la distillation, jusqu'à ce qu'il ne passe plus de vapeurs.

La décomposition du nitrate de potasse n'a pas lieu ici comme par l'acide sulfurique, en raison d'une affinité plus grande de l'argile pour la potasse, mais par une double attraction; l'une qui s'exerce entre l'acide nitrique et le calorique, l'autre entre l'alumine et la potasse, avec laquelle elle forme une espèce de fritte demi-vitreuse. Il y a cependant, dans cette opération, beaucoup d'acide nitrique décomposé, ce qui est prouvé par les vapeurs rouges qui sortent à travers les luts. On a remarqué que la présence des pyrites favorisoit singulièrement la décomposition du nitrate de potasse; car, plus les argiles en contiennent, et plus on obtient d'acide, et à un degré de chaleur moins élevé. Le résidu de cette opération est appelé *ciment* par les distillateurs d'eau forte; il sert à préparer l'alun. *Voyez* l'article, sulfate acide d'alumine, relativement au parti que l'on peut tirer de ce résidu.

Le nitrate de potasse, d'après *Bergmann*, est composé de : acide nitrique, 33; potasse, 49; eau, 18.

Quelques sulfates et le muriate de barite décomposent ce sel.

Le nitrate de potasse est extrêmement utile dans les arts, la chimie et la médecine.

§. XXXIV.

Nitrate de Soude.

Le nitrate de soude ne se rencontre presque jamais pur dans la nature; il est le produit de l'art : cependant

Bowles assure qu'il se trouve en Espagne. On l'a nommé *nitre cubique*, *nitre quadrangulaire*, *nitre rhomboïdal*.

Ce nitrate se prépare avec le carbonate de soude : on le sature d'acide nitrique ; on filtre la liqueur, et on la fait évaporer à une douce chaleur, jusqu'à ce qu'il se forme des pellicules à la surface ; on obtient, par le repos et le refroidissement, des cristaux qui sont sous la forme d'un rhomboïde ou de prismes rhomboïdaux.

Sa saveur est fraîche, piquante, plus forte, mais analogue à celle du nitrate de potasse.

Il se comporte au feu de la même manière que le nitrate de potasse ; ainsi, il fournit d'abord du gaz oxigène pur, qui est ensuite mêlé de gaz azote ; il reste dans la cornue de la soude caustique.

Il attire légèrement l'humidité de l'air, sur-tout si celui-ci est humide.

Les combustibles, le charbon, par exemple, décomposent le nitrate de soude, mais plus lentement que le nitrate de potasse, et la couleur de sa flamme est jaune foncé ; celle du nitrate de potasse est d'un rouge-blanc très-vif ; en sorte que cette épreuve donne le moyen de connoître s'il ne se trouve pas du nitrate de soude daus le salpêtre ; quoiqu'il agisse sur les matières combustibles, comme le nitrate de potasse, cependant il ne les enflamme pas avec la même énergie, et ne produit pas avec elles des détonnations aussi rapides : ainsi, de la poudre fabriquée avec le nitrate de soude, n'auroit pas autant de force que celle qui est faite avec le nitrate de potasse. Après les combustions, il reste de la potasse ou de la soude combinée avec l'acide carbonique ; ce qui prouve que tout l'acide carbonique qui se forme, ne s'exhale pas.

Ce sel se dissout facilement dans l'eau ; il en demande environ trois parties à la température moyenne de l'atmosphère : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de soude, il se dégage des vapeurs blanches, et il se forme du sulfate de soude.

L'acide muriatique décompose le nitrate de soude, mais non pas en s'emparant de la soude ; il attaque l'acide nitrique, fait de l'acide nitreux, et il se forme du muriate de soude.

Il faut beaucoup d'acide muriatique, car pendant qu'une partie de cet acide décompose l'acide nitrique, une autre se combine avec la soude.

On fait aussi, avec le nitrate de soude et l'acide muriatique, une espèce d'acide nitro-muriatique.

On fait un très-beau verre avec le nitrate de soude et le sable fin. La soude s'unit à la silice, l'acide nitrique est décomposé par le calorique, et il reste dans le creuset un verre très-beau et très-pur : le nitrate de potasse n'en donne pas d'aussi beau.

Le nitrate de soude est décomposé par la barite, la strontiane et la potasse ; il se forme, dans un cas, du nitrate de barite, et, dans l'autre, du nitrate de potasse.

Quelques sulfates le décomposent aussi.

D'après *Kirwan*, les proportions de ce sel sont : acide nitrique, 29 ; soude, 50 ; eau, 21.

L'utilité du nitrate de soude est presque bornée aux expériences chimiques.

§. XXXV.

Nitrate de Strontiane.

C'est aux travaux de MM. *Klaproth* et *Hope* que l'on doit les premières connoissances de ce sel : *Pelletier* et *Vauquelin* l'ont ensuite soumis à leurs recherches.

On obtient du nitrate de strontiane, en décomposant le sulfure de strontiane par l'acide nitrique. On délaie le sulfure de strontiane dans de l'eau, qu'il décompose, il se forme un sulfure hydrogéné de strontiane, et il se régénère un peu de sulfate de strontiane ; on ajoute ensuite de l'acide nitrique à 30 degrés, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré, et du soufre se précipite. On filtre la liqueur, et on la fait évaporer à siccité, pour en séparer un excès d'acide et une petite quantité d'oxide de fer que contient le sulfate de strontiane. On fait redissoudre le résidu dans l'eau, et on soumet de nouveau la dissolution à une évaporation douce. Lorsque la liqueur présente à sa surface une légère pellicule saline, on la laisse refroidir, elle donne des cristaux octaèdres réguliers. *Voyez* sulfate de strontiane et strontiane pure.

Sa saveur est fraîche et piquante : exposé à une chaleur brusque, il décrépite et saute en éclats ; il fuse à peine sur les charbons allumés ; il perd par la dessication les 0,04 de son poids seulement. Chauffé dans un creuset ou dans un appareil clos, il s'y décompose entièrement, en donnant du gaz oxigène mêlé de gaz acide nitreux, et la terre reste pure au fond du vase. Elle retient cependant une petite quantité de fer qui lui donne une légère couleur

verte. La quantité de cette terre s'élève aux 0,46 de la masse du sel employé.

En mettant un peu de nitrate de strontiane dans la mèche d'une bougie, il communique à la flamme une couleur purpurine.

Si l'on brûle de l'alcool, qui tiendra de ce nitrate en solution, on aura la même flamme; ce qui différencie particulièrement cette terre de la barite.

Exposé à l'air, il s'effleurit fortement, et se couvre d'une couche blanche considérable; le sel éprouve par cette efflorescence une perte de 10 pour 100 en poids.

Ce sel est soluble dans 4 parties d'eau à 10°.

L'acide sulfurique le décompose; il précipite sa solution en sulfate de strontiane, et l'acide nitrique se dégage.

L'acide phosphorique le décompose en partie à froid, et tout-à-fait, à l'aide de la vitrification; il en est de même de l'acide boracique.

L'acide muriatique le dénature en décomposant son acide, et forme du muriate de strontiane.

Le nitrate de strontiane est peu propre à alimenter la combustion des corps combustibles; M. *Vauquelin* a fait un mélange de ce sel, de charbon et de soufre, dans les proportions où ces substances entrent dans la poudre à canon; et ce mélange, quoiqu'exact et sec, a brûlé très-lentement, en lançant des étincelles purpurines, et en répandant une flamme d'un beau vert, qui léchoit la surface de la matière brûlante.

Il est décomposé par la barite et la soude.

M. *Vauquelin* a trouvé dans les composans de ce sel les

proportions suivantes : acide nitrique, 48,4 ; strontiane, 47,6 ; eau, 4,0.

Ce sel n'est encore d'aucune utilité.

§. XXXVI.

Nitrate de Chaux.

Le nitrate de chaux se trouve très-abondamment dans les anciens bâtimens, qui ont été pendant longtems habités par les hommes ou les animaux.

Ce sel étoit connu des anciens chimistes ; il portoit autrefois les noms de *nitre calcaire*, *salpêtre terreux*, *nitre à base de terre absorbante*, *phosphore de Baudoin*, *etc.*

On prépare ce sel, en saturant l'acide nitrique avec la chaux ; on filtre, et l'on fait évaporer la liqueur jusqu'à ce qu'elle ait acquis une consistance un peu moindre que celle d'un sirop. On l'expose ensuite dans un endroit frais ; il s'y forme alors des cristaux prismatiques très-alongés, et qui présentent ordinairement des faisceaux dont les aiguilles divergent d'un centre commun. On obtient aussi ce sel des matériaux salpêtrés.

Il a une saveur âcre et amère.

Le nitrate de chaux desséché fuse sur les charbons.

Dans un état de siccité parfaite ce sel est très-propre pour dessécher les gaz.

Il se fond à l'aide de son eau de cristallisation ; mais cet effet est peu sensible : il se dessèche ; et si on le porte dans l'obscurité, après l'avoir liquéfié sur le feu, il paroît

lumineux, et constitue dans cet état le phosphore de *Baudoin*.

Chauffé plus fortement, il se décompose, donne beaucoup de vapeur rouge, du gaz oxigène et du gaz azote.

Il attire promptement l'humidité de l'air.

Il est plus décomposable par le charbon, que l'acide nitrique ne l'est lui-même par ce corps combustible ; car la chaleur dégage du nitrate de chaux des vapeurs nitreuses, au lieu que dans les autres nitrates, l'acide est décomposé en ses élémens.

Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il ne faut que deux parties de ce fluide à froid : l'eau bouillante en dissout plus que son poids.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de chaux, et l'acide nitrique passe en vapeurs blanches ; il reste un sulfate en masse dure. Il se dégage dans cette opération beaucoup de calorique.

Si l'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution de nitrate calcaire, on obtient sur-le-champ un précipité de sulfate de chaux, et l'acide nitrique reste libre et à nu dans la liqueur. On ne connoît point l'action des autres acides.

L'argile, la barite, la strontiane, la potasse, la soude, décomposent le nitrate de chaux ; le nitrate calcaire décompose tous les sulfates solubles.

Proportions des principes : acide nitrique, 43 ; chaux, 32 ; eau, 25.

Ce sel n'est d'usage qu'en chimie.

§. XXXVII.

Nitrate d'Ammoniaque.

Le nitrate d'ammoniaque se trouve quelquefois dans les eaux-mères du nitre ; mais, en général, il est toujours le produit de l'art.

C'est M. *Berthollet* qui nous a fait connoître les propriétés de ce sel.

On le prépare en combinant directement l'acide nitrique avec l'ammoniaque. Il vaut mieux, pour éviter de la perte, employer le carbonate que l'ammoniaque pure, parce qu'il y a effervescence, et forte chaleur que l'acide carbonique tempère.

Si l'on opère avec l'ammoniaque liquide, on met alors de l'acide nitrique à 30 degrés dans une capsule ; on verse dedans de l'ammoniaque liquide non concentrée, avec précaution, parce qu'il y a beaucoup de chaleur produite qui pourroit lancer la liqueur au dehors de la capsule ; il est nécessaire d'en verser un petit excès, parce qu'il y a toujours une portion d'ammoniaque qui se volatilise pendant l'évaporation, et il ne reste qu'un nitrate neutre. Si l'on n'en avoit pas ajouté un excès, il se seroit formé un nitrate acide, qui cristallise très-difficilement : en faisant évaporer la liqueur jusqu'à pellicule, on obtient par refroidissement de longues aiguilles, qui sont des prismes hexaèdres très-déliés. Quelquefois on obtient des prismes à six pans, avec des pyramides à six faces.

On obtient un gaz particulier, en calcinant doucement

ce sel, pas assez pour le décomposer entièrement; c'est une combinaison d'oxigène et d'azote; ce gaz est moins oxidé que le gaz nitreux. *Voyez* pour ces propriétés l'article *Acide nitrique.*

Le nitrate d'ammoniaque a une saveur piquante, âcre et urineuse, très-fraîche; il est très-flexible sous le pilon, comme tous les sels ammoniacaux.

Au feu, il perd son eau de cristallisation.

Si l'on jette du nitrate d'ammoniaque sur une plaque de fer rouge, il s'enflamme; ce qui n'arrive pas aux autres nitrates: il fait entendre un bruissement assez considérable, et répand une flamme jaunâtre très-vive.

En faisant cette expérience à l'appareil pneumato-chimique, il passe de l'eau, qui se forme; ensuite du gaz oxide d'azote; une partie de l'acide nitrique est volatilisée et dissoute dans l'eau du récipient: enfin, il détonne à une chaleur très-forte, avec beaucoup de vivacité.

Il est prudent de n'opérer que sur quelques décigrammes de matière.

La théorie de cette inflammation est simple. L'hydrogène de l'ammoniaque se porte rapidement sur l'oxigène de l'acide nitrique, et il y a déflagration par la condensation de ce dernier principe et par le dégagement du calorique; il se forme de l'eau, et il se dégage du gaz azote par la séparation de ce second principe commun aux deux composans du sel.

M. *Davy* détermine la chaleur que le nitrate d'ammoniaque peut supporter avant de se décomposer, et qui est à-peu-près de 155 degrés du thermomètre de *Réaumur;* avant ce terme il se liquéfie, ou se sublime selon la quantité d'eau de cristallisation qu'il contient.

Au-dessus de cette température, on obtient un gaz dont nous avons fait connoître les propriétés. Voyez *Gaz oxide d'azote.*

Le nitrate d'ammoniaque est déliquescent, sur-tout en hiver.

Si l'on mêle ce sel avec du soufre, ou du charbon, il détonne rapidement par un corps en ignition; l'oxigène de l'acide se porte sur ces matières, l'ammoniaque se décompose comme l'acide.

Le nitrate d'ammoniaque se dissout dans deux parties d'eau froide; une demi-partie d'eau bouillante suffit pour le dissoudre : aussi la plus grande partie de ce sel se sépare par le refroidissement de la solution.

L'acide sulfurique décompose le nitrate d'ammoniaque; il se forme du sulfate d'ammoniaque, et l'acide nitrique devient libre.

L'acide muriatique lui fait aussi éprouver une altération mais dont les résultats sont différens, l'acide muriatique agit d'abord sur l'acide nitrique, auquel il prend une portion d'oxigène, et le convertit en acide nitreux : il se forme donc de l'acide muriatique oxigéné, qui se volatilise à l'aide du calorique, et du muriate d'ammoniaque, qui reste en solution dans l'eau.

On fait avec deux parties de nitrate d'ammoniaque, et une partie d'acide muriatique, une liqueur qui peut dissoudre l'or. Dans ce cas, la décomposition du nitrate d'ammoniaque a lieu d'une autre manière : l'oxigène de l'acide nitrique se porte immédiatement sur l'or; l'oxide d'or formé se dissout à mesure dans une portion de l'acide muriatique : il se dégage du gaz nitreux, et il reste, dans la liqueur, du muriate d'or et du muriate d'ammoniaque

En précipitant ensuite cette dissolution d'or avec un alcali fixe, on fait de l'or fulminant ou orate d'ammoniaque ; car l'alcali décompose non-seulement le muriate d'or, mais encore le muriate d'ammoniaque, de manière qu'à mesure que l'oxide d'or se sépare, il s'unit à l'ammoniaque, et forme la combinaison particulière, dont on vient de parler.

La barite, la chaux, la magnésie, la potasse, la soude et la strontiane décomposent le nitrate d'ammoniaque, en s'unissant à son acide ; d'où résultent différens nitrates, et de l'ammoniaque libre, qui se manifeste par son odeur vive et pénétrante.

Cette décomposition est sensible à froid, et elle s'opère en triturant ce sel avec les mêmes substances sèches, telles que la chaux, la potasse, etc.

Avec la magnésie, on a un sel triple, nitrate ammoniaco-magnésien, dont nous allons décrire plus bas les propriétés.

Il ne faut pas préparer le nitrate d'ammoniaque dans des vases métalliques, et particulièrement de fer et de cuivre, parce qu'il les dissout facilement.

100 parties de ce sel contiennent : acide nitrique, 46 ; ammoniaque, 40 ; eau, 14.

§. XXXVIII.

Nitrate de Magnésie.

Le nitrate de magnésie se rencontre quelquefois natif, mais toujours en petite quantité, il est contenu dans les plâtras et dans les eaux-mères du nitre.

Pour faire le nitrate de magnésie, on prend du carbonate de magnésie, et on le sature par l'acide nitrique.

Ce sel a une saveur piquante, qui a quelque analogie avec celle du nitrate de chaux.

Ce sel est déliquoscent à l'air ; il ne demande tout au plus qu'une demi-partie d'eau pour se dissoudre ; il cristallise par le refroidissement, ou par l'évaporation à la chaleur du soleil ; ses cristaux ont la forme de prismes à quatre faces obliques, tronqués au sommet ; le plus souvent il se présente en aiguilles, qui, en s'unissant les unes aux autres, se masquent réciproquement, et donnent naissance à des masses informes.

Exposé au feu dans un appareil fermé, il donne d'abord quelques bulles de gaz oxigène et des vapeurs d'acide nitreux ; mais bientôt l'acide nitrique passe sans décomposition, et la magnésie reste pure dans la cornue. La décomposition du nitrate de magnésie exige peu de chaleur ; ce qui indique que ses élémens n'ont pas entre eux une très-grande affinité : cela prouve aussi que la magnésie ne tend pas à s'unir à l'acide nitreux, comme la chaux, la barite, etc.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de magnésie, en lui enlevant sa base.

L'acide muriatique le décompose également : mais celui-ci n'agit point comme l'acide sulfurique ; il n'enlève pas la base, il décompose l'acide nitrique, et il se forme de l'acide muriatique oxigéné. L'acide muriatique s'empare de la magnésie, à mesure qu'elle est séparée de son acide, et forme avec elle du muriate de magnésie.

Ce sel est décomposé par la barite, la potasse, la soude,

la chaux et la strontiane. L'ammoniaque n'y donne pas un précipité si abondant ; car, dès que la quantité d'ammoniaque se trouve correspondre à la quantité nécessaire de nitrate de magnésie, pour former le sel triple, le précipité s'arrête, parce que l'ammoniaque ne peut pas décomposer en entier le nitrate de magnésie : on ajouteroit davantage d'ammoniaque, elle ne produiroit plus aucun effet.

Ce qui prouve que l'ammoniaque ne peut pas décomposer tout le nitrate de magnésie, c'est que passé le terme où le précipité n'a plus lieu par l'ammoniaque, on précipite encore de la magnésie par un autre alcali.

Les autres alcalis en précipitent la magnésie en vésicules floconneuses d'une extrême légèreté : c'est de la magnésie pure, exempte de tout acide ; mais il faut prendre garde, en la desséchant, qu'elle n'attire l'acide carbonique, il faut la dessécher au bain-marie, dans un vase couvert.

Les sulfites alcalins décomposent le nitrate de magnésie ; il se forme des nitrates alcalins et du sulfite de magnésie, qui se précipite sous la forme de petits cristaux insolubles.

Le nitrate de magnésie décompose plusieurs sulfates. Proportions d'après *Bergmann* : acide nitrique, 43 ; magnésie, 27 ; eau, 30.

Ce nitrate n'est point d'usage en médecine.

§. XXXIX.

Nitrate Ammoniaco-magnésien.

M. *Fourcroy* est le premier qui ait fait connoître ce sel.

On peut obtenir ce nitrate par les moyens que nous avons indiqués ci-dessus, ou en unissant directement des solutions de nitrate d'ammoniaque et de nitrate de magnésie. Cette dernière méthode fournit ce sel pur et en cristaux qui se déposent peu de tems après le mélange; souvent ce sont des prismes fins et aiguillés.

Il a une saveur amère, âcre et ammoniacale. Ce nitrate est un peu inflammable spontanément quand on le chauffe rapidement. Si on le chauffe lentement dans des vaisseaux, il donne, après s'être fondu, du gaz oxigène, du gaz azote, de l'eau plus abondante que celle qu'il contenoit, de la vapeur nitreuse et de l'acide nitrique. On n'y trouve plus la moindre trace d'ammoniaque; il laisse pour résidu de la magnésie pure. L'air l'humecte un peu, mais il n'est pas déliquescent comme les deux sels dont il est composé.

Le nitrate ammoniaco-magnésien est moins soluble que les deux sels qui le forment. Il cristallise en refroidissant.

Décomposition par les bases: l'ammoniaque n'y produit aucun effet; la magnésie à chaud en chasse l'ammoniaque, et forme du résidu un nitrate magnésien pur.

La barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude

le décomposent complètement par la voie sèche et par la voie humide.

D'après M. *Fourcroy* ce sel est formé de : nitrate de magnésie, 0,78 ; nitrate d'ammoniaque, 0,22.

Ce sel n'est d'aucun usage.

§. XL.

Nitrate d'Yttria.

On prépare ce sel par la combinaison directe de sa base avec l'acide. Il a une saveur douce, est très-soluble dans l'eau. Avec l'acide sulfurique, on obtient des cristaux de sulfate d'yttria.

§. XLI.

Nitrate de Glucine.

Le nitrate de glucine a une saveur douce ; il ne cristallise pas, ou du moins très-difficilement.

Il est décomposable par la chaleur, et ne fuse point sur les charbons allumés.

Quand il est sec, il enlève l'eau dissoute dans l'air, et se résout en liqueur. Il est soluble dans l'alcool.

Parmi les acides, le sulfurique paroît être le seul qui puisse le décomposer à froid ; l'infusion de noix de galle donne un précipité floconneux d'un jaune-brun qui se forme sur-le-champ.

La glucine diffère de l'alumine, non-seulement par les propriétés que nous venons d'énoncer, mais encore parce

qu'elle n'est pas précipitée par les sels oxalique, tartarique et prussique solubles, tandis que le nitrate d'alumine est tout-à-coup précipité par ces réactifs.

Nulle action de la part de l'alumine, de la zircone et de la silice.

La potasse et la soude redissolvent la glucine, quand ils sont en excès.

L'ammoniaque la précipite toute entière sans la dissoudre.

§. XLII.

Nitrate d'Alumine.

Le nitrate d'alumine n'a pas été trouvé natif.

Ce sel n'est presque pas encore connu; on sait seulement que l'acide nitrique dissout l'alumine. Il faut employer l'alumine bien pure et humide; sans cela la combinaison se feroit difficilement: cette combinaison est susceptible de cristalliser en lames, ou feuillets ductiles et de peu de consistance; ce sel est toujours légèrement acide, quelque quantité d'alumine que l'on emploie.

Une chaleur médiocre le décompose et en sépare l'acide nitrique sans décomposition.

Ce sel ne fuse pas sur les charbons, comme les autres nitrates; il se boursoufle comme l'alun, mais il ne fait pas brûler le charbon; il ne l'enflamme pas comme le nitrate de potasse, il fond, se boursoufle et perd son acide, et il est déliquescent à l'air.

Le nitrate d'alumine est décomposé par l'acide sulfurique; il se dégage des vapeurs blanches.

Toutes les substances terreuses et alcalines le décomposent.

Le précipité alumineux, obtenu du nitrate d'alumine, par la potasse caustique, se redissout dans l'excès d'alcali; cela donne un très-bon moyen de séparer l'alumine de la magnésie : car la magnésie n'est pas soluble dans un excès d'alcali. On peut précipiter de nouveau cette terre, en saturant l'excès d'alcali par un acide.

L'ammoniaque n'a pas cette propriété.

La chaux redissout l'alumine comme les alcalis caustiques. Quand on met trop de chaux dans du nitrate d'alumine, il se forme d'abord du nitrate de chaux, puis une combinaison de chaux et d'alumine qui se précipite ensemble.

Le nitrate d'alumine précipite toutes les dissolutions des couleurs végétales; telles que le tournesol, le sirop de violette, le bois d'Inde, etc. C'est de cette manière que l'alun ordinaire agit; c'est en avivant les couleurs, et les précipitant sur les étoffes qu'on veut teindre, qu'il favorise la teinture.

§. XLIII.

Nitrate de Zircone.

Nous devons la connoissance de ce sel à M. *Klaproth.* MM. *Guyton* et *Vauquelin* l'ont ensuite examiné.

L'acide nitrique s'unit à la zircone, lorsqu'elle est encore humide. Quelle que soit la division de cette terre, il est cependant impossible d'en saturer tellement l'acide nitrique, que ses propriétés acides soient entièrement

masquées. Cette combinaison altère toujours les couleurs bleues, sensibles aux acides.

La solution de nitrate de zircone, évaporée à une chaleur douce, fournit une matière jaunâtre, transparente, extrêmement tenace, visqueuse, et qui se dessèche difficilement.

Il a une saveur styptique et astringente; il laisse sur la langue une matière épaisse, qui provient d'une décomposition que lui fait éprouver la salive.

Ce sel est déliquescent et soluble dans l'eau.

Le nitrate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique, qui forme, dans sa solution, un précipité blanc, soluble dans un excès de cet acide; 2°. par le carbonate d'ammoniaque, qui y produit un dépôt soluble, dans une surabondance de ce sel; 3°. par une infusion alcoolique de noix de galle, qui y fait naître un précipité blanc, soluble dans un excès de cette infusion; mais, si la zircone contient du fer, la couleur du précipité est d'un bleu tirant sur le gris, dont une portion reste en dissolution, et donne à la liqueur une couleur bleu pur.

Le nitrate de zircone est décomposé par toutes les bases précédentes.

§. XLIV.

Des Nitrites.

Les nitrites ont des propriétés communes aux nitrates, telles qu'une saveur fraîche, et de fuser sur les charbons.

L'acide nitrique les décompose ; ce qui annonce bien que l'acide nitreux existe dans les nitrites.

Ces sortes de combinaisons ne peuvent aisément s'obtenir, qu'en décomposant les nitrates par l'action du calorique ; car, en combinant directement l'acide, appelé nitreux, avec différentes bases alcalines, terreuses, ou métalliques, on n'obtient pour l'ordinaire que des nitrates, parce que ces diverses bases chassent presqu'en entier le gaz nitreux de sa combinaison avec l'acide nitrique.

Pour faire le nitrite de potasse, on met le nitrate dans une cornue de verre, et l'on chauffe ; le sel est décomposé, il se dégage dans le commencement du gaz oxigène pur, et plus l'opération avance, plus l'oxigène passe chargé de gaz azote. Ces gaz viennent de la décomposition de l'acide nitrique, qui passe à l'état d'acide nitreux qui forme un nitrite avec la potasse. On reconnoît que l'opération est finie, ou du moins qu'on peut l'arrêter, quand l'oxigène qui passe commence à contenir de l'azote, on a alors dans la cornue une masse blanche déliquescente d'une saveur âcre, qui donne avec l'acide sulfurique des vapeurs rouges rutilantes, passe lentement à l'air à l'état de nitrate. On essaie si le nitrite de potasse est pur, en versant dessus de l'acide sulfurique ; si l'opération n'est pas assez avancée, il ne se dégage presque pas de vapeurs rouges, alors on remet au feu ; quand on pousse trop, il y a excès de potasse ; quand on ne chauffe pas assez, il est mélangé de nitrate.

Si on le pile, et si l'on verse de l'acide nitrique très-foible, on voit se dégager la vapeur nitreuse ; cette vapeur est très-rouge et très-forte, il y a chaleur, effervescence, parce que l'acide nitreux se dégage en gaz ; l'autre vapeur

n'est pas aussi forte, parce que l'acide nitrique étant étendu d'eau, cette eau délaie la vapeur à mesure qu'elle se dégage; ce qui n'arrive pas quand on emploie l'acide sulfurique concentré.

Le nitrite de potasse, délayé dans l'eau, verdit le sirop de violette. Il y a donc un excès d'alcali dans le nitrite de potasse, et comme le nitrate est parfaitement neutre, il est évident que l'excès d'oxigène que tient le nitrate, sert à saturer l'acide qui de son côté sature la base alcaline.

Les autres nitrites sont peu connus.

Pour faire voir que les alcalis n'absorbent que l'acide nitrique, et qu'ils laissent du gaz nitreux, on remplit un ballon, à large ouverture, de vapeurs nitreuses; on y suspend, par le moyen de plusieurs fils, une capsule de verre, contenant de l'alcali caustique, liquide ou solide: on obtient un nitrate, et du gaz nitreux qui se dégage.

§. XLV.

Des Muriates.

Des propriétés génériques de ces sels.

Les muriates sont également un produit de la nature et de l'art. Leur saveur est salée, plus ou moins franche, pure ou mêlée d'amertume.

La lumière n'exerce aucune action sur eux. Le calorique agit diversement. Ils décrépitent, se fondent et se subliment. Les uns se volatilisent sans se décomposer; les autres se décomposent sans se volatiliser, d'autres enfin résistent au plus grand feu.

Exposés à l'air, ils n'éprouvent pas de décomposition; quelques-uns sont déliquescens : tous sont solubles dans l'eau, et cristallisables.

Ils n'éprouvent aucun changement de la part des corps combustibles.

L'acide sulfurique les décompose avec une forte effervescence et dégagement de vapeurs blanches.

L'acide nitrique les convertit en nitrates passant en partie à l'état d'acide nitreux, et transformant l'acide muriatique en acide muriatique oxigéné.

L'acide phosphorique et boracique décomposent tous les muriates à chaud; mais à froid, l'acide phosphorique ne les décompose qu'en très-petite partie. Les bases salifiables agissent d'une manière différente en raison de leur attraction pour l'acide.

Ils sont tous précipités par le nitrate d'argent, lequel précipité est insoluble dans l'acide nitrique.

Enfin, ils sont pour la plus grande partie solubles dans l'alcool.

§. XLVI.

Muriate de Barite.

Bergmann dit que ce sel existe dans quelques eaux minérales de Suède.

On le prépare ordinairement en décomposant le sulfure de barite avec l'acide muriatique; apres l'avoir délayé dans l'eau, on ajoute l'acide, on fait chauffer un peu

pour faire dégager tout l'hydrogène sulfuré; on filtre, et l'on fait évaporer jusqu'à très-légère pellicule; on obtient par le refroidissement des cristaux. Mais comme le sulfate de barite contient souvent de l'oxide de fer, l'acide muriatique s'y unit en même tems qu'à la barite; d'où provient la couleur jaune que prend ce sel. On le débarrasse facilement de cette matière étrangère, en exposant les cristaux de muriate de barite au feu pendant quelques instans dans un creuset; dès qu'il commence à rougir, le muriate de fer se décompose; son acide se volatilise, il ne reste plus que l'oxide de fer avec le muriate de barite, qu'il suffit de dissoudre dans l'eau pour l'avoir pur.

On peut encore s'assurer de sa pureté en le lavant dans l'alcool; le muriate de fer s'y dissout, et le muriate de barite reste pur.

J'ai proposé, Annales de Chimie, tome 47, un procédé par lequel on peut obtenir le muriate de barite en beaucoup moins de tems et avec moins de combustible.

Il consiste à mêler parties égales de muriate calcaire et de sulfate de barite, réduits en poudre. On projette par cuillerée le mélange dans un creuset que l'on fait rougir d'avance. La matière se boursoufle un peu et se fond ensuite. On ajoute successivement le reste du mélange, et l'on entretient une même température jusqu'à ce que le tout soit liquide; dès que la fonte est tranquille on retire le creuset du feu, et on coule sur une plaque de fonte, qu'il faut avoir soin de chauffer auparavant. Sans cette précaution, la matière, en se refroidissant, se brise avec éclat et s'élance avec une force extrême

les morceaux entraînent même avec eux des fragmens de la pierre auxquels ils adhèrent fortement.

La matière ainsi coulée se brise en refroidissant, a une couleur gris blanchâtre, quelquefois gris d'ardoise, suivant le tems qu'on l'a tenue en fusion. Elle est très-dure, sonore, et attire l'humidité de l'air.

On la réduit ensuite en poudre et on la fait bouillir quelques minutes dans environ six fois son poids d'eau distillée, et l'on filtre.

On verse sur la partie non soluble une moins grande quantité d'eau bouillante, et l'on réunit les liqueurs.

On évapore ensuite jusqu'aux deux tiers environ dans une bassine de cuivre bien étamée, et l'on termine l'évaporation, soit dans une capsule de porcelaine, soit dans une capsule de verre ou de grès, au bain de sable, on arrête l'évaporation dès qu'on apperçoit une pellicule à la surface du liquide. Alors on retire la capsule du feu, et l'on obtient par refroidissement de très-beaux cristaux, très-brillans, dont la blancheur éclatante les fait distinguer de ceux obtenus par l'autre procédé.

On évapore la ligueur décantée, et l'on obtient une deuxième cristallisation : celle-ci ne donne que des cristaux très-petits, ils s'humectent un peu à l'air.

Pour avoir le muriate de barite parfaitement pur et privé de muriate calcaire, on lui fait subir une deuxième cristallisation. Il faut aussi avoir la précaution de passer, après avoir décanté la liqueur surnageante, une petite quantité d'eau distillée froide sur les cristaux, afin d'enlever les dernières portions du liquide qui y adhère.

Ce sel a une saveur âcre, styptique, piquante, comme métallique. Sa forme est celle d'un prisme très-court ou

lames carrées, dont les bords sont biselés et les som mets dièdres; il a une pesanteur spécifique très-consi dérable.

Le muriate de barite n'est pas décomposé par la cha leur, ni altéré par l'air.

Ce sel exige pour se dissoudre entre cinq et six parti d'eau froide. Cette combinaison se fait plus abondamme à l'aide de la chaleur, et elle cristallise par refroidi sement.

Plusieurs acides opèrent la décomposition de ce se tels sont l'acide sulfurique, l'acide nitrique.

Comme l'acide sulfurique forme avec la barite un s parfaitement insoluble dans l'eau, on découvre les pl petites traces d'acide sulfurique dissous dans les eaux, dans toute autre matière. De l'eau qui tient seulem 0,0004 de son poids de sulfate de soude récemment cr tallisé, donne sur-le-champ un précipité sensible, en mettant une seule goutte de solution de muriate barite; 0,00009 de ce sel dissous dans la même quant d'eau, fournissent en quelques minutes un nuage sensib enfin, 0,00003 de sulfate de soude, dans la même quant d'eau, occasionnent un nuage léger, qui demande plusie heures pour devenir apparent.

L'acide sulfureux décompose le muriate de bari mais le sulfite se redissout dans l'acide nitrique.

L'acide nitrique décompose aussi le muriate de bari on s'assure facilement de ce fait, en mettant dans solution un peu concentrée de ce sel, quelques gou d'acide nitrique; elles y forment un précipité cristalli qui demande ensuite dix à douze parties d'eau pour issoudre. De là il suit que, si l'on veut savoir si

acide nitrique contient de l'acide sulfurique, ou quelques ılfates, en se servant de muriate de barite, il faut avoir ɔin d'étendre d'eau les liqueurs; car, sans cela, on pourıit être induit en erreur, en attribuant à l'acide sulfurique : qui ne seroit dû qu'à la combinaison de l'acide nitrique ːec cette substance terreuse.

La soude et la potasse décomposent le muriate de ·rite, celle-ci se cristallise. M. *Darcet* a proposé ce prodé pour se procurer la barite pure.

Les sulfates et sulfites ont la propriété de décomposer muriate de barite; cette décomposition s'opère par ɔuble attraction.

Nous verrons aussi que les carbonates forment du carıate de barite et différens muriates, suivant qu'on a ıployé tel ou tel carbonate.

Le muriate de barite est non-seulement un réactif ex:mement précieux pour l'analyse de l'acide sulfurique; ιis encore pour s'assurer si les alcalis sont purs, ainsi e beaucoup d'autres substances encore.

Crawfford, *Chaussier* et autres l'emploient en médee, comme un fondant très-actif dans les maladies scroıleuses. *Voyez le Recueil de la Société de Médecine de ɪris, an VI.*

Cent parties de ce sel contiennent : barite, 60; acide ɪriatique, 24; eau, 16.

§. XLVII.

Muriate de Potasse.

Ce sel se rencontre rarement dans la nature. On dit

cependant qu'il existe dans des fondrières en Picardie, et dans quelques eaux minérales de Normandie.

Il se trouve assez abondamment dans plusieurs végétaux, et il n'est pas de cendres qui n'en contiennent plus ou moins : cela prouve que ce sel est répandu à la surface du sol, où il est pompé par les vaisseaux des plantes, en même tems que les sucs dont elles se nourrissent; car il est vraisemblable, dit M. *Vauquelin*, qu'il ne se forme pas pendant l'acte de la végétation.

Quand on veut obtenir ce sel très-pur, on prend de la potasse caustique, et on la sature d'acide muriatique; on fait évaporer jusqu'à pellicule; et, en laissant ensuite refroidir lentement, on l'obtient cristallisé.

Ce muriate s'appeloit autrefois sel fébrifuge de *Sylvius*, et improprement, sel marin régénéré, puisqu'il diffère de ce sel par la nature de sa base.

Ce sel a une saveur salée, légèrement amère.

Il n'est point décomposé par l'action du feu le plus vif; mais il décrépite, se fond et même se volatilise en fumée.

Il est peu altérable à l'air; il n'en attire que très-légèrement l'humidité.

L'eau froide en dissout le tiers de son poids. L'eau chaude en dissout un peu plus, et la solution cristallise par le refroidissement. Sa forme est celle d'un cube régulier, ou d'un parallélipipède rectangle.

L'acide sulfurique en sépare les élémens en s'unissant à sa base; l'acide muriatique se dégage sous la forme de fumée blanche.

L'acide nitrique agit aussi sur le muriate de potasse en s'emparant de la potasse; mais à mesure que l'acide mu-

riatique est dégagé, il réagit sur l'acide nitrique, dont il prend une portion de l'oxigène, et passe à l'état d'acide muriatique oxigéné, tandis que l'acide nitrique devient acide nitreux.

Les acides fixes au feu, tels que ceux du phosphore, du borax, de l'arsenic, du tungstène, etc. le décomposent à une haute température : mais c'est le contraire à froid.

L'argile paroît le décomposer en partie ; mais cette opération n'en fournit qu'une très-petite quantité.

Le nitrate de chaux le décompose ; il se forme, dans ce cas, du nitrate de potasse et du muriate de chaux : d'où il suit que ce sel, contenu dans les potasses du commerce, n'est pas inutile pour la fabrication du salpêtre.

D'après *Bergmann*, ce sel contient : potasse, 62 ; acide muriatique, 30 ; eau, 8.

Le muriate de potasse n'est pas d'usage dans les arts, on s'en sert maintenant très-peu en médecine.

§. XLVIII.

Muriate de Soude.

Ce sel existe abondamment dans la nature, tantôt en masses considérables, et formant le sel gemme, comme dans les mines de Wiclicska, de la Pologne, en Hongrie, en Russie, etc. ; tantôt en solution dans les eaux de la mer, des fontaines salées, etc.

Lorsqu'on rencontre dans le sein de la terre, des mines de sel gemme, leur exploitation est facile et peu coûteuse : il suffit de percer des puits, des galeries, comme cela se pratique pour les mines de houille ou métalliques,

et de détacher cette substance à l'aide de pics, de tranch
et de leviers, etc.

Le sel gemme présente différentes modifications rel
tivement à sa couleur, à son grain et à sa saveur. On
voit de blanc, de jaune, de bleu, de rose, etc.; on
connoît de dur, de tendre: enfin, il y en a dont la save
est agréable, et d'autre qui est amer. Il doit commun
ment ses variétés de couleur à la présence de l'oxide
fer ou de manganèse plus ou moins chargé d'oxigèn
sad ureté dépend de la vîtesse plus ou moins grande av
laquelle il a été formé, et sa saveur variée tient au m
lange de quelques autres substances salines, et partic
lièrement au muriate de chaux qui l'accompagne presq
toujours.

Le sel gemme, en Transilvanie, est généralement e
ploité par des puits; il y en a toujours deux au moi
dans chaque mine, l'un pour les ouvriers, et l'autre pc
l'extraction du sel.

La masse du sel est exploitée en gradins montans,
qui produit des coins vides au milieu des couches. C
échelles se prolongent perpendiculairement jusqu'à
base de ces cônes, en sorte qu'elles sont dans cette par
absolument isolées. Lorsque le sel que produisent
mines n'est pas assez pur, on est obligé de le faire d
soudre dans l'eau pour le purifier.

Les procédés suivis pour extraire le muriate de sou
des eaux où il est dissous, ont tous pour objet d'en sépa
l'eau; mais les moyens qu'on emploie sont différens, s
vant les climats et la richesse de ces mêmes eaux.

1°. Dans les provinces du nord, on lave les sables sa

les bords de la mer avec le moins d'eau possible, et on obtient le sel par évaporation.

2°. Dans les pays très-froids, on concentre l'eau par la gelée, et on évapore le reste par le feu.

3°. Dans les fontaines d'eau salée de la Lorraine et de la Franche-Comté, on élève l'eau par des pompes, et on la précipite sur des fagots d'épines qui la divisent et la font évaporer en partie : on finit de la rapprocher dans des chaudières.

4°. On extrait aussi le sel de l'eau de la mer par la seule évaporation naturelle, ou bien encore par l'évaporation naturelle combinée avec l'évaporation artificielle.

Dans le premier cas, on fait cette extraction au moyen des *marais salans* : ce sont des bassins très-étendus, mais très-peu profonds, dont le fond est argileux et fort uni ; ils sont pratiqués sur le rivage de la mer. Ces marais ou bassins consistent, 1°. en un vaste réservoir placé en avant des marais proprement dits et plus profonds qu'eux. Ce réservoir communique avec la mer par un canal formé d'une écluse ; on peut, sur les bords de l'Océan, le remplir à marée haute ; mais les marais sont plutôt un inconvénient qu'un avantage pour les marais salans. 2°. En marais proprement dits, qui sont divisés en une multitude de compartimens au moyen de petites chaussées, tous ces compartimens communiquent entre eux, mais de manière que l'eau n'arrive souvent d'une case dans la voisine, qu'après avoir fait un très-long circuit ; en sorte qu'elle a parcouru une étendue quelquefois de 4,500 mètres avant d'arriver à l'extrémité de cette espèce de labyrinte.

C'est en mars que l'on fait entrer l'eau de la mer dans ces bassins étendus.

Le sel obtenu par ce moyen, participe de la couleur du sol sur lequel il est déposé, et selon la nature du terrein, il est blanc, rouge et gris: on appelle aussi ce dernier *sel vert.* Le sel de mer a l'inconvénient d'être amer, si on l'emploie immédiatement après sa fabrication. Il doit ce goût au muriate de chaux et au sulfate de soude qu'il renferme. L'exposition à l'air, pendant deux ou trois ans, le débarrasse en partie de ces sels.

Dans la seconde manière d'extraire ce sel de l'eau de la mer, on forme sur le rivage une esplanade de sable très-unie, que la mer doit couvrir dans les hautes marées des nouvelles et des pleines lunes; dans l'intervalle de ces marées, ce sable, en partie desséché, se couvre d'efflorescences de sel marin; on l'enlève, et on le met en magasin. Lorsqu'on en a une suffisante quantité, on le lave dans des fosses avec l'eau de mer qu'on sature ainsi de sel marin: on porte cette eau dans des bassins de plomb assez étendus, mais peu profonds; on évapore, par le moyen du feu, l'eau surabondante, et on obtient ce sel marin d'un beau blanc. Ce procédé est mis en usage sur les côtes du département de la Manche.

Enfin on se sert de bâtimens de graduation pour concentrer l'eau de la mer. Pour accélérer l'évaporation, on élève par des pompes l'eau salée à une hauteur de 9 mètres environ, et on la fait tomber sur des murailles de fagots qui ont cette hauteur; ces murailles sont couvertes d'un toit qui les met à l'abri de la pluie; l'eau qui est distribuée avec égalité sur ces fagots par des conduits et par des robinets, s'y divise à l'infini, et éprouve dans sa chûte une évaporation considérable. La même eau est élevée souvent plus de vingt fois pour être amenée au

degré de concentration nécessaire. L'eau, en se concentrant, dépose sur les fagots une couche de sélénite, ou chaux sulfatée, qui devient à la longue si épaisse qu'il faut les renouveller. L'eau amenée à 26 ou 27 degrés par la gradation, est ensuite évaporée. (*Voyez* pour les détails, le Traité élémentaire de minéralogie d'*Alexandre Brongniart*).

En Angleterre on fait évaporer l'eau de la mer prise à la haute marée, dans des chaudières en fer de tôle, dont les lames sont assemblées par le moyen de clous bien rivés. Ces chaudières ont de 20 à 25 pieds de longueur sur 12 à 15 de largeur et 2 à 3 de profondeur. On y jette à la fin du sang de bœuf, et on écume lorsque l'ébullition recommence.

Aux salines de Lunebourg dans le pays d'Hanovre, on fait l'évaporation dans des chaudières formées d'une lame de plomb dont les bords sont relevés en marteau. Ces chaudières, d'une longueur et largeur considérables, n'offrent pas une profondeur de plus de 3 ou 4 pouces.

Le sel marin gris ordinaire contient du muriate de soude, des muriates de chaux et de magnésie, des nitrates de chaux et de magnésie, du sulfate de soude, du fer, du carbonate de chaux, de l'argile, quelquefois du mercure. (On s'assure qu'il tient du mercure, en y laissant séjourner pendant quelque tems une lame de cuivre; elle blanchit.) Pour reconnoître la présence des sels de chaux, on verse dans l'eau-mère qui contient un peu de sel marin, du sulfate de potasse qui décompose le muriate de chaux; il précipite du sulfate de chaux; on filtre: il passe dans la liqueur du muriate de potasse, du muriate de magnésie non décomposé par le sulfate de potasse; on

fait évaporer la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse, et on traite par l'alcool qui dissout le muriate de magnésie; il laisse précipiter le muriate de potasse; on décante; on dissout ces derniers dans l'eau, et on fait évaporer et cristalliser; on les distingue l'un de l'autre par leur manière de cristalliser, l'un en aiguilles, l'autre en cubes: on fait évaporer tout l'alcool; on verse sur le résidu de sels magnésiens, du carbonate de potasse qui les décompose; il se précipite du carbonate de magnésie; on filtre; et il passe dans la liqueur du muriate de potasse qu'on sépare par la cristallisation.

On voit donc qu'il existe dans le muriate de soude des sels à bases de chaux, combinés à l'acide muriatique: le carbonate de magnésie précipité par le carbonate de potasse, prouve la présence des sels magnésiens.

Purification du muriate de soude.

On a pour but de séparer dans cette opération les muriates de chaux, de magnésie et de fer du muriate de soude, ce qui lui donne la propriété d'attirer l'humidité de l'air.

Pour obtenir le muriate de soude pur, comme cela est nécessaire pour les expériences de chimie, on le fait dissoudre dans quatre parties d'eau froide; on filtre la dissolution: les matières qui ne s'unissent point à l'eau, telles que l'argile, le sable, la craie, l'oxide de fer, etc. restent sur le filtre; mais le muriate de chaux se dissout aussi: on le décompose en mettant dans la solution quelques gouttes de carbonate de soude; sa base se combine avec l'acide muriatique, et l'acide carbonique avec

la chaux, et forme du carbonate de chaux, qui, étant insoluble, se précipite au fond.

Il faut avoir l'attention de ne pas ajouter plus de carbonate de soude qu'il n'en faut, car on tomberoit dans un autre inconvénient aussi désagréable que le premier; on s'apperçoit qu'on en a mis suffisamment, lorsque les dernières gouttes n'occasionnent plus de trouble dans la liqueur; pour en débarrasser le sulfate de soude, il faut y verser du muriate de barite jusqu'à ce qu'on n'apperçoive plus de précipité; on décante et on soumet ensuite la solution à l'évaporation; on ramasse le sel à mesure qu'il se sépare; il est alors très-pur. Si l'on veut l'avoir régulièrement cristallisé, il faut abandonner la solution à l'évaporation spontanée, alors les molécules salines se réunissent facilement, et donnent naissance à des cristaux cubiques.

Le muriate de soude a une saveur salée et agréable; il n'éprouve aucune altération de la part de l'air atmosphérique, lorsqu'il est très-pur, à moins que celui-ci ne soit très-humide; alors il s'humecte légèrement.

Exposé à une chaleur brusque, il se divise en fragmens, fait entendre un pétillement assez fort, qu'on appelle *décrépitation.* Ces effets sont dus à l'eau de cristallisation, qui est réduite tout-à-coup en vapeurs, et qui, en écartant les lames cristallines avec beaucoup de vîtesse, produit le bruit et l'explosion du sel.

Si l'on continue l'action du feu sur ce sel, après qu'il a perdu l'eau, il rougit, se fond, il coule et se prend en masse opaque, sorte d'émail blanc, quelquefois rougeâtre, à cause du fer qui se trouve dans l'argile des creusets;

à une chaleur blanche il se volatilise, s'il a le contact de l'air, sous la forme de fumée blanche.

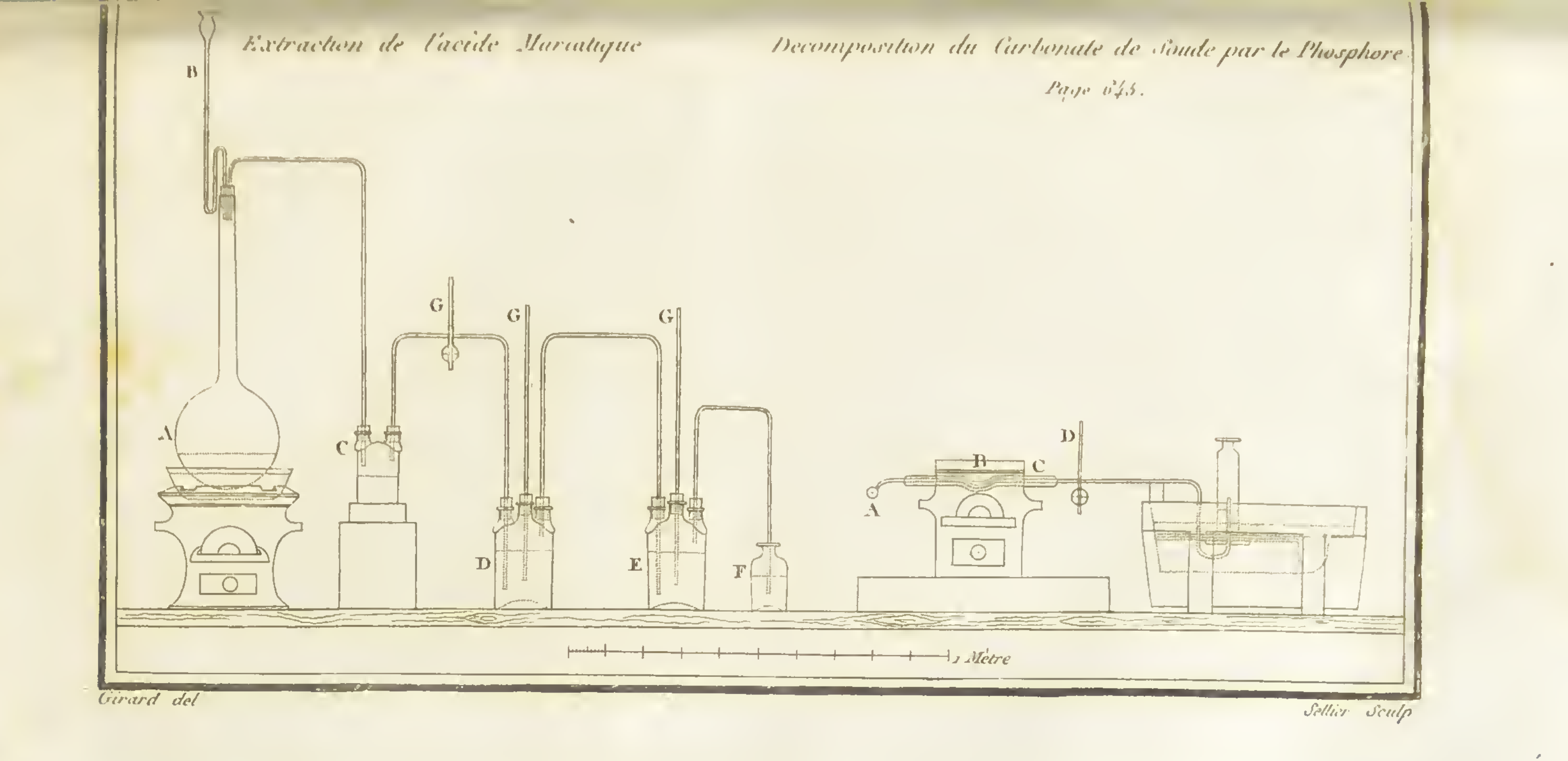
Le muriate de soude, fondu et sublimé, n'a point éprouvé d'altération dans sa nature intime ; ses élémens ne sont point désunis par cette opération ; ils se volatilisent plutôt ensemble que de se séparer ; ce qui indique qu'ils ont entre eux une grande affinité.

Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il ne demande que deux parties et demie d'eau : il n'est pas sensiblement plus soluble à chaud qu'à froid : aussi ne se cristallise-t-il pas par le refroidissement, comme la plupart des autres sels : il faut, pour l'obtenir dans cet état, faire évaporer la solution, soit par l'action du feu, soit spontanément à l'air. Sa forme cristalline est un cube parfait. Cependant si on le fait bouillir quelque tems avec l'urée, il cristallise en octaèdres; dans ce cas le muriate est combiné avec un peu d'eau.

Comme le muriate de soude se combine très-promptement avec l'eau, il se produit un grand froid, c'est-à-dire, que, dans un tems très-court, il y a beaucoup de calorique absorbé. Il n'en faudroit cependant pas conclure qu'il demande plus de chaleur qu'un autre pour se dissondre ; il y a même quelques faits qui semblent prouver qu'il en a moins besoin que beaucoup d'autres.

Il paroît avoir plus d'affinité avec l'eau, que la plupart des autres sels ; car, à l'exception de ceux qui sont déliquescens, il les précipite tous de leurs solutions ; et pendant ces précipitations, il se dégage constamment une certaine quantité de calorique.

L'acide sulfurique décompose le muriate de soude ; l'acide muriatique se dégage avec effervescence.


Extraction de l'acide Muriatique
Decomposition du Carbonate de Soude par le Phosphore
Page 643.
B
A
C
G
G
G
D
E
F
A
B
C
D
1 Mètre
Girard del
Sellier Sculp

Pl. 20.

Extraction de l'acide Muriatique

B

A

C

G

G

D

E

F

1 Metre.

Girard del.

Delettre Sculp.

Pour obtenir l'acide muriatique, on prend 8 parties de muriate de soude décrépité et pulvérisé; on l'introduit dans une cornue *A*, ou dans un matras que l'on place sur un bain de sable. On verse sur le sel 5 parties d'acide sulfurique à 66 degrés, à l'aide d'un tube à double courbure *B*. On adapte à la cornue un matras *C*, pour recevoir la portion d'acide sulfurique et d'acide muriatique impur, qui passent, sur-tout vers la fin de l'opération, à la faveur du calorique. *D*, *E*, *F*, suite de flacons dans lesquels on met de l'eau distillée; la quantité doit être égale au poids du sel employé. Ces flacons sont réunis par des tubes de sûreté *G*. Il faut avoir soin de luter exactement les jointures. Les choses ainsi disposées, on met un peu de feu sous l'appareil, et l'on augmente la chaleur par degrés, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien.

Si au lieu d'une cornue, l'on se sert d'un matras, il faut mettre pour premier récipient une bouteille à deux tubulures, comme il est représenté dans la planche; on met aussi dans ce premier flacon un peu d'eau, pour y placer un tube de sûreté, et retenir l'acide sulfurique et l'oxide de fer qui s'élève pendant la fin de l'opération.

L'acide sulfurique qu'on a versé par le tube en *S*, décompose ce muriate de soude, l'acide muriatique se dégage et va se dissoudre dans l'eau; on trouve dans le ballon du sulfate acide de soude; dans le premier flacon, de l'acide muriatique mélangé d'acide sulfurique qui passe toujours en petite quantité; dans le deuxième flacon, on trouve l'eau augmentée environ d'un tiers de son volume, c'est l'acide muriatique liquide.

Quand on calcine le muriate de soude l'action est plus prompte. Lorsque l'opération est finie et qu'il ne se dégage

plus rien, on peut continuer le dégagement du gaz acide muriatique, pendant quelques instans, en versant par le tube en *S* de l'eau bouillante; cette eau divise le muriate de soude et fait dégager encore une petite quantité d'acide muriatique.

Il faut avoir soin que le tube en *S* descende plus bas que le tube recourbé dans le col du ballon, parce que, lorsqu'on verse l'acide sulfurique, il y auroit toujours une portion qui couleroit le long du tube recourbé, et qui restant à son extrémité, remonteroit dans le tube par la force expansive du gaz qui se dégage et passeroit en assez grande quantité dans le premier flacon, sans avoir servi dans l'opération.

Il n'est pas non plus nécessaire de faire plonger les tubes très-avant dans l'eau, parce que l'acide muriatique étant plus lourd que l'eau, tombe au fond sous forme de stries, ce qui provient encore de sa grande affinité pour l'eau.

Lorsque le gaz se combine avec l'eau, il y a chaleur; et quand la température s'abaisse, l'eau redevient susceptible d'en absorber encore. Pour tirer parti de l'opération, il faut environner les flacons de glace, mais il faut prendre garde que les flacons n'éclatent, lorsque, par une élévation de température, l'eau ne peut plus retenir l'acide; car il ne faut pas perdre de vue que l'eau chaude coerce moins d'acide muriatique que l'eau froide.

Quoique l'acide muriatique doive être parfaitement blanc, il arrive très-souvent, qu'il a une couleur plus ou moins jaune. Elle paroît provenir ou d'un peu de fer ou d'un peu d'acide muriatique oxigéné formé pendant l'opération. Pour reconnoître à laquelle de ces substances

l'acide doit sa couleur, on l'expose aux rayons solaires ou on lui fait subir une légère ébullition. Alors l'acide se décolore et devient blanc si la couleur est due à l'acide muriatique oxigéné ; si, au contraire, elle provient du fer l'acide reste coloré.

L'acide nitrique décompose à froid le muriate de soude ; mais l'acide muriatique qui se dégage n'est pas pur : il est à l'état d'acide nitreux, mêlé d'acide muriatique oxigéné.

Pour faire cette expérience, on met du muriate de soude décrépité, réduit en poudre, dans une cornue ; on y ajoute de l'acide nitrique, dans les mêmes proportions que pour la décomposition de ce sel par l'acide sulfurique : on adapte à la cornue un ballon tubulé, d'où part un tube de sûreté, qui va plonger dans un flacon de *Woulf*, dans lequel on met autant d'eau que l'on a employé de sel.

Lorsque l'appareil est monté, on l'échauffe par degrés.

L'acide nitrique commence par s'unir avec la soude, et forme du nitrate de soude, et il se dégage de l'acide muriatique très-concentré.

Cet acide attaque l'acide nitrique non encore combiné ; il lui enlève une portion d'oxigène, et forme de l'acide muriatique oxigéné.

D'une autre part, il se forme de l'acide nitreux, provenant de la partie de l'acide nitrique privé de son oxigène, et qui n'a pas pu se combiner avec la soude, même avant qu'il ait pu former cette combinaison ; et l'acide muriatique oxigéné, combiné avec l'acide nitreux, change celui-ci en acide nitrique : en lui donnant son oxigène, il est réduit à l'état d'acide muriatique simple.

Les autres acides n'ont pas d'action à froid sur le

muriate de soude ; mais quelques-uns le décomposent à l'aide de la chaleur : tels sont l'acide phosphorique et l'acide boracique.

La raison de cette différence dépend de ce que l'acide muriatique tend à se combiner avec le calorique, lorsque celui-ci est accumulé et condensé, en quelque sorte, dans le muriate de soude ; ce qui, conséquemment, affoiblit l'affinité entre les principes : tandis que les acides phosphorique et boracique, n'ayant pas la même attraction pour le calorique, leur tendance pour se combiner avec la soude n'étant pas disséminée, il arrive une époque où l'affinité du calorique pour l'acide muriatique, et celle des acides fixes pour la base du sel marin, l'emportent, et la décomposition a lieu.

Dans un cas, il se forme du phosphate de soude, et dans l'autre, du borate de soude.

Parmi les substances alcalino-terreuses, il n'y a que la barite et la strontiane qui puissent décomposer à froid le muriate de soude ; elles s'emparent de l'acide muriatique, et en séparent la soude à l'état caustique.

Quoique dans les circonstances les plus ordinaires, la soude ait plus d'affinité que l'alumine avec l'acide muriatique, cependant, en élevant beaucoup sa température, on sépare une certaine quantité d'acide muriatique, et tel est le procédé qu'on employoit autrefois dans les fabriques d'eau-forte pour faire ce qu'on appelle *esprit de sel.* Il est très-vraisemblable que cette décomposition est en grande partie due à la présence des pyrites, presque toujours contenues dans les argiles siliceuses qui servent à cette opération.

La chaux et la craie décomposent aussi ce sel. Si l'on

fait une bouillie avec du muriate de soude et de la chaux, la soude vient à la surface, grimpe à l'état de carbonate de soude; elle absorbe l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère.

C'est ainsi que d'après M. *Berthollet*, il s'opère une décomposition semblable dans le sein de la terre, d'où vient qu'on trouve en Egypte une grande quantité de carbonate de soude à la surface du sol.

Il faut croire qu'il se fait une combinaison de muriate de chaux avec l'excès de chaux mis à nu par la soude enlevée par l'acide carbonique.

La potasse pure ou carbonatée est la seule, entre les alcalis, qui décompose le muriate de soude; il se forme du muriate de potasse, et la soude devient libre ou carbonatée.

On s'est beaucoup occupé des moyens d'extraire la soude du sel marin; presque tous les procédés qu'on a proposés se réduisent au même principe, c'est-à-dire, à convertir le muriate de soude en sulfate de soude, à décomposer celui-ci par le charbon, et à absorber le soufre par une terre calcaire, ou par le fer.

Les personnes qui desireront avoir des connoissances plus étendues sur cet objet, peuvent consulter un excellent rapport de MM. *Pelletier*, *Lelièvre* et *Darcet*, dans le 19e. vol. des *Annales de Chimie*.

Pour décomposer le muriate de soude par un oxide de plomb, on mêle une partie de muriate de soude contre sept d'oxide de plomb demi-vitreux, ou litharge, et l'on en fait une bouillie liquide avec un peu d'eau, la litharge perd peu-à-peu sa couleur; on agite pendant plusieurs

heures pour renouveler les surfaces et faciliter l'action des matières.

L'oxide de plomb devient peu-à-peu blanc; il augmente de volume, et à mesure que l'eau est absorbée, le mélange prend une consistance considérable, en sorte qu'on est obligé d'ajouter à plusieurs reprises une assez grande quantité d'eau; au bout de quatre jours, la litharge paroît entièrement changée de nature; alors on éteud la matière de 7 à 8 parties d'eau, et on filtre.

On fait ensuite évaporer la liqueur dans des vases de fer; on obtient ainsi de la soude carbonatée, environ les 0,12 du sel employé.

Si l'on fait calciner la matière restante sur ce filtre, on obtient une belle couleur jaune, solide, brillante, qu'on peut employer à l'huile avec succès.

M. *Vauquelin*, à qui nous devons cette expérience, a reconnu que la liqueur filtrée avoit une saveur alcaline très-marquée, et contenoit un peu de muriate de plomb en dissolution, et pas un atôme de muriate de soude: réduite environ au 10e. de son volume, elle a fourni des cristaux de carbonate de soude, rendu opaque par quelques traces de muriate de plomb.

Il est bien démontré, d'après les expériences de M. *Vauquelin*, que la litharge qui a servi à la décomposition du muriate de soude, est un muriate de plomb avec excès d'oxide, et que c'est en vertu d'une affinité double que l'oxide de plomb décompose le muriate de soude: savoir, par les forces réunies de l'oxide de plomb pour l'acide muriatique et du muriate de plomb pour un excès d'oxide.

Cela explique pourquoi il faut tant d'oxide de plomb

pour décomposer complètement le muriate de soude, parce que les $\frac{5}{6}$ au moins de cet oxide sont employés, non à décomposer le sel marin, mais à former le muriate de plomb avec excès d'oxide, et que le quart tout au plus de cet oxide s'unit à l'acide muriatique à l'état de véritable muriate de plomb.

Le muriate de soude est décomposé par quelques sulfates et nitrates; les phosphates de potasse et d'ammoniaque; les fluates de barite et de potasse; le borate de potasse, le carbonate de potasse et beaucoup de sels métalliques paroissent aussi le décomposer.

Le muriate de soude est d'un usage très-multiplié dans les arts et les opérations domestiques; on s'en sert dans les manufactures de poterie ou de faïence, pour aider la vitrification de la surface; pour faire l'émail, pour conserver le vinaigre : en chimie, pour faire l'acide muriatique simple et oxigéné, pour faciliter la fusion des substances métalliques, et les garantir du contact de l'air; chez les tanneurs, pour préparer les cuirs de Hongrie; enfin, on l'emploie dans les salaisons pour conserver les matières végétales et animales, etc.

Proportions des principes du muriate de soude : 1°. D'après *Bergmann*, soude, 42; acide muriatique, 52; eau, 6; 2°. D'après *Kirwan*, soude, 50; acide muriatique, 33; eau, 17.

§. XLIX.

Muriate de Strontiane.

Ce sel, d'abord confondu avec le muriate de barite,

en a été distingué par M. *Klaproth* ; *Hope*, *Pelletier* et *Vauquelin* l'ont ensuite examiné.

Pour préparer ce sel, il faut suivre le procédé indiqué pour le muriate de barite, en décomposant le sulfure par l'acide muriatique, ou bien suivre les deux procédés que j'ai indiqués, Annales de Chimie, tome 47, pag. 139.

On réduit en poudre le sulfate de strontiane et on le passe à travers un tamis ; on l'arrose ensuite avec de l'acide muriatique, qui s'empare de la chaux et de l'oxide de fer ; on laisse macérer quelque tems, on décante et on lave avec soin le résidu insoluble.

Lorsque la matière est parfaitement sèche, on la mêle avec son poids égal de muriate calcaire, et l'on suit pour le reste de l'opération, ce qui a été dit pour le muriate de barite.

On peut aussi préparer ce muriate sans laver préalablement le sulfate de strontiane par un acide.

A cet effet, on prend parties égales de sulfate de strontiane et de muriate calcaire, réduit en poudre, on introduit le mélange par cuillerée dans un creuset que l'on entretient rouge blanc l'espace d'un quart d'heure. Cette opération exige un coup de feu plus fort que la précédente. Lorsque la matière est totalement fondue on la coule sur un marbre, ou sur une plaque de fonte.

On réduit en poudre cette substance ; on la fait bouillir dans quatre fois son poids d'eau, et l'on filtre ; on expose ensuite la liqueur à une douce chaleur, avec le contact de l'air ; bientôt elle se trouble et devient laiteuse, plé

nomène qui est dû à la chaux rendue caustique dans l'opération, et qui repasse à l'état de carbonate. On filtre la liqueur et l'on fait évaporer jusqu'à siccité ; on dissout de nouveau dans de l'eau distillée ; le carbonate de chaux se précipite et on obtient ensuite par l'évaporation le muriate de strontiane, que l'on peut faire cristalliser une deuxième fois pour le priver du muriate calcaire.

Soumis à l'action du calorique, le muriate de strontiane se fond sans se décomposer ; à une haute température, il se sublime, il attire puissamment l'humidité de l'air.

Ce sel est soluble dans 0,75 d'eau, il cristallise en longs prismes fins tétraèdres.

Il est décomposé par l'acide sulfurique, nitrique et phosphorique. L'acide nitrique n'y produit un effet sensible que lorsqu'il est très-concentré.

La barite, la potasse et la soude le décomposent.

Si l'on brûle de l'alcool, tenant en solution du muriate de strontiane, la flamme est toujours d'un rouge purpurin, caractère qui distingue ce sel de celui de barite et de tous les autres.

Proportions indiquées par M. *Vauquelin* : strontiane, 36,4 ; acide muriatique, 23,6 ; eau, 40.

La plupart des sulfates, nitrates, phosphates, fluates, borates, carbonates alcalins, décomposent le muriate de strontiane.

Ce sel n'est encore employé que comme réactif.

§. L.

Muriate de Chaux.

Le muriate de chaux existe dans les matériaux salpêtrés, dans les terres calcaires, dans les eaux de la mer, les eaux-mères des salines, des puits de Paris, etc.

Pour préparer ce sel, on décompose le carbonate de chaux par l'acide muriatique. Lorsque la saturation est complète, on filtre, et l'on fait évaporer, ou bien on lessive dans peu d'eau le résidu de la fabrication de l'ammoniaque. On fait évaporer la solution à consistance sirupeuse, et l'on fait refroidir lentement, alors le sel cristallise.

Sa saveur est âcre, piquante et amère. Il verdit le sirop de violette.

Il perd une portion de son acide par l'action d'un feu violent, mais jamais la totalité; il reste du muriate de chaux avec excès de base, c'est *le phosphore de Hamberg*, qui répand la clarté dans l'obscurité, sur-tout si on le frotte avec une lame de fer.

Il est susceptible de deux fusions. — Fusion aqueuse et fusion ignée.

Si pendant sa fusion ignée, on y plonge des barreaux de fer, ils s'encroûtent, et si on les laisse ensuite dans l'obscurité, ils jettent une belle lumière phosphorique.

Exposé à l'air, il se résout en liqueur, c'est ce qu'on appeloit autrefois *huile de chaux*.

L'énergie avec laquelle le muriate de chaux sec absorbe l'humidité de l'air, l'a fait employer par *Lavoisier* pour

desséchér les gaz, sur-tout lorsqu'il reformoit de l'eau avec le gaz hydrogène et le gaz oxigène. Cette substance peut très-bien remplacer la potasse caustique.

Le muriate de chaux se dissout dans le quart de son poids d'eau, c'est un hygromètre fidèle qui absorbe vivement l'humidité de l'air : ainsi on expose un poids quelconque de muriate de chaux desséché dans un volume d'air déterminé, on voit qu'on en obtiendroit la connoissance du poids réel et effectif de l'eau que pourroit contenir l'air.

Ce que nous venons de dire, prouve que ce sel a une très-grande affinité avec l'eau, mais il ne se cristallise que difficilement. Cependant, par une évaporation convenable (24 degrés à l'aréomètre de *Mossy*), sa solution fournit des cristaux dont la forme est celle d'un prisme à six pans égaux, avec des pyramides à six faces.

Lorsqu'on a beaucoup rapproché la solution du muriate calcaire, elle se refroidit sans se cristalliser, si elle est dans un repos absolu ; mais si l'on vient à l'agiter tout à coup, elle se prend en une masse solide et dure comme de la pierre, d'où il se dégage une grande quantité de calorique.

MM. *Guyton*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait quelques expériences sur la congélation de différens liquides par un froid artificiel.

Ils ont vu qu'une partie de muriate de chaux cristallisé et deux parties de neige, firent descendre le thermomètre de *Réaumur* en se liquéfiant, à 34 — o.

Huit parties de muriate de chaux et six parties de neige mêlées dans un vase de verre, ont donné 39 — o.

825,414 gr. (27 onces) de muriate de chaux cristallisé

et 550,296 gr. (18 onces) de neige, le thermomètre descend à 38 — o.

Un autre mélange de 246,576 gr. (8 onces) de muriate de chaux, 183,432 gr. (6 onces) de neige, formé dans un vase de verre et placé dans le premier mélange fondu, si on y plonge un thermomètre, on obtient 43 — o de froid.

Les acides sulfurique, nitrique, décomposent aussi le muriate de chaux en s'emparant de sa base.

L'acide phosphorique décompose aussi ce sel, mais en partie, ou jusqu'à ce qu'il ait formé du phosphate acide de chaux, par la voie humide, et complètement par la voie sèche.

Nous verrons aussi que les acides oxalique et tartarique décomposent ce sel.

La barite, la strontiane, la potasse et la soude décomposent le muriate de chaux, parce qu'ils ont avec l'acide muriatique plus d'affinité que cette terre. Quand la potasse ou la soude dissoute sont versées dans une dissolution très-saturée de muriate de chaux, la chaux s'en dépose si abondamment que la liqueur devient épaisse; c'est ce qu'on nommoit *miracle chimique.* C'est encore un exemple de deux liquides qui forment par leur mélange, un solide.

L'ammoniaque ne le décompose en aucune manière, lorsqu'elle est bien pure. Si elle se trouve mêlée d'acide carbonique, alors il y aura double affinité, et il se formera du carbonate de chaux.

Tous les sulfates, excepté celui de chaux, avec le muriate calcaire, éprouvent réciproquement des décompositions; il se forme dans toutes ces circonstances du sulfate de chaux, et des muriates différens, suivant la

nature des sulfates employés. Quelques phosphates, fluates, borates et carbonates, sur-tout alcalins, décomposent aussi le muriate calcaire.

Le muriate de chaux n'est d'usage qu'en médecine; M. *Fourcroy* l'a proposé comme un fondant très-actif : il se dissout dans son poids d'alcool, ce qui donne une grande facilité pour le séparer des autres sels auxquels il est mêlé. Ce sel, ainsi dissous dans l'alcool, brûle avec une flamme d'un beau rouge; il faut avoir soin d'agiter pendant l'inflammation; plus la liqueur s'épaissit, plus elle rougit.

§. LI.

Muriate d'Ammoniaque.

Ce sel a été nommé par les anciens, *sel ammoniac*, parce qu'on le retiroit de l'Ammonie, contrée de la Lybie où étoit situé le temple de Jupiter-Ammon.

Ce sel existe en petite quantité dans la nature, aux environs des volcans, au Vésuve, vers l'Etna, et même au Vivarais, où il se présente sous différentes couleurs; savoir le gris, le noirâtre, le rouge, le vert, etc. : mais il est impur, combiné ordinairement avec de l'arsenic et du fer.

D'après *Wallerius*, on le trouve en Perse, dans le Turquestan; il est mêlé avec de la terre, ou en efflorescence sur des rochers; en Bucharie, sur des roches schisteuses; en Sibérie, dans le territoire d'Orenbourg.

Il est quelquefois en dissolution dans les eaux de certains lacs de Toscane; il existe aussi dans quelques

montagnes de la Tartarie et du Thibet; dans les cavernes ou grottes de Solfatarre, près de Pouzzole, etc.

Le muriate d'ammoniaque du commerce est le produit de l'art; c'est particulièrement en Egypte qu'on fabrique cette substance saline, avec les excrémens des animaux ruminans qui se nourrissent des plantes salées. Pour cela, on ramasse la fiente de bœufs, de chameaux, et de plusieurs autres animaux; on la fait dessécher en l'appliquant à la surface des murs, et on la brûle ensuite dans les foyers domestiques pour se chauffer.

La suie qui résulte de la combustion de ces matières est recueillie avec soin, et on la met dans de grands ballons de verre, d'environ 10 à 12 pouces de diamètre, lutés avec le limon du Nil, et terminés par un col d'un pouce de long sur 2 de large. On les expose sur une galère couverte d'une voûte à l'action d'un feu assez vif, que l'on continue pendant soixante-douze heures. Le feu, qui est alimenté avec la fiente desséchée, doit être gradué avec beaucoup de soin. Lorsque la sublimation est commencée, on a l'attention d'introduire de tems en tems un fil de fer, pour empêcher que le col du matras ne s'obstrue. Le sel ammoniac s'élève à la partie supérieure du ballon, où il s'attache et prend la forme d'une demi-sphère creuse; les matières charbonneuses et fuligineuses restent au fond, parce qu'elles ne sont pas volatiles; il y a cependant toujours un peu d'huile empyreumatique à moitié décomposée, qui se volatilise aussi, et qui colore les pains de sel ammoniac par la partie supérieure.

Il s'est élevé plusieurs manufactures dans lesquelles on fabrique le sel ammoniac de toutes pièces, en dis-

tillant toutes sortes de matières animales dans des espèces de fourneaux qui font l'office de grandes cornues, et en nêlant le produit aqueux, chargé de carbonate d'ammoniaque, avec des eaux-mères des salines des départemens le la Meurthe, du Jura, du Mont-Blanc, etc., qui contiennent des muriates de chaux et de magnésie. Ces sels sont décomposés par le carbonate d'ammoniaque, l'aide d'une double attraction, dans laquelle l'acide nuriatique s'unit à l'alcali volatil, et l'acide carbonique la chaux et à la magnésie. Ces deux dernières combinaisons étant insolubles, se précipitent, et le muriate l'ammoniaque reste dans la liqueur : on fait évaporer celle-ci jusqu'à siccité ; on sublime ensuite le sel dans les vases de terre, qui, en s'ouvrant en deux parties, acilitent l'extraction de la matière, et peuvent servir à lusieurs opérations.

Dans la Belgique et quelques cantons d'Allemagne, on abrique le sel ammoniac en brûlant un mélange de charbon e terre, de suie, d'argile et de muriate de soude. On dissout du sel marin dans une quantité suffisante d'eau, et n forme du tout des briques ovales de 6 pouces de ong, larges de 3 pouces 8 lignes, épaisses de 2 lignes. On brûle à la fois 15 à 18 briques avec des os qu'on nterpose entre les briques, dans un petit foyer qui ommunique, par une petite ouverture de 2 pouces de iamètre placée à la hauteur de la partie du fourneau, ans une chambre oblongue et voûtée. La suie qui s'est xée sur la voûte et les parois de la chambre, est légère et riche en sel. On sublime dans des caisses de erre.

MM. *Leblanc* et *Dizé*, dans leurs manufactures à Saint-

Denis, combinoient directement l'acide muriatique, retiré du sel marin par l'acide sulfurique, avec le produit des matières animales distillées dans des tuyaux de fonte.

Baumé a aussi préparé pendant longtems ce sel; il se servoit de matières animales.

Dans les laboratoires de chimie, on prépare ce sel en mêlant directement de l'acide muriatique avec de l'ammoniaque; mais il faut avoir soin de mettre excès d'ammoniaque: on fait évaporer à une douce chaleur, et on fait cristalliser.

On fait maintenant en France, et à peu de frais, du muriate d'ammoniaque.

C'est à MM. *Pluvinet* et *Bourlier* que nous devons le procédé que l'on suit aujourd'hui.

On met des matières animales, des os, des chiffons de laine, dans de grands tuyaux de fonte de fer qui traversent des fourneaux; ces cylindres sont fermés par une extrémité, et par l'autre se dégage le gaz ammoniacal, qui est conduit par des tuyaux dans des cuves pleines d'eau. Ce produit est composé d'huile animale et de carbonate d'ammoniaque liquide. On sépare avec soin l'huile qui surnage; on filtre ensuite le carbonate d'ammoniaque à travers une couche de sulfate de chaux calciné et broyé: cette couche est disposée sur une toile bien tendue; on renouvelle trois fois la filtration, pour que la décomposition soit complète, et pour que la liqueur ne contienne plus que du sulfate d'ammoniaque. Dans quelques fabriques, on reçoit le produit liquide dans des cuves dans lesquelles on a délayé le sulfate de chaux avec de l'acide sulfurique très-étendu d'eau, jusqu'à consistance de bouillie claire: il se précipite du

carbonate de chaux. On décompose ensuite le sulfate d'ammoniaque par le muriate de soude, à l'aide de l'ébullition, qui forme du muriate d'ammoniaque et du sulfate de soude; on les sépare en cristallisant et sublimant. Le muriate d'ammoniaque se sublime; on y ajoute quelquefois un peu de suie pour noircir les pains, lorsqu'on veut l'employer pour décaper les métaux ou pour souder : celui qui n'est pas noir n'est pas estimé de ceux qui s'en servent à cet usage.

Ce sel a une saveur piquante, âcre, huileuse et ammoniacale.

Il est légèrement ductile; il est flexible à la main; il s'applatit lorsqu'on le presse, et cède au choc du marteau : de là vient qu'il est très-difficile à piler. Sa pesanteur spécifique est à celle de l'eau dans le rapport de 14530 à 10000.

Le calorique ne le décompose pas, mais il le réduit en vapeurs.

Ce sel contient, comme tous les sels ammoniacaux, un peu d'huile; voilà pourquoi il noircit en le chauffant. Une partie de l'huile se carbonise.

Si on le jette sur des charbons, il se volatilise promptement en fumées blanches; et si on y applique un vase renversé, il se tapisse de poussière blanche; c'est du muriate d'ammoniaque.

Lorsqu'on opère en grand, il faut avoir un matras à long col, et boucher le bout avec du papier, pour n'en pas perdre.

Comme ce sel est très-volatil, on emploie ce moyen pour le purifier. *Linné* a dit qu'on peut opérer cette sublimation dans des vases qu'il appelle *circulaires*, c'est-

à-dire, coupés tout autour, ou bien dans des vases s'ouvrant comme des boîtes à savonnettes.

Ce sel n'est point altéré par l'air.

Il demande 3 parties et demie d'eau à la température de 10 degrés *Réaumur* pour se dissoudre. L'eau bouillante en dissout poids égal, de manière qu'elle en dépose une grande quantité par le refroidissement.

Mêlé avec la glace, il produit un froid considérable.

Sa forme est celle d'un prisme à quatre pans, terminé par des pyramides à quatre faces.

Quelques acides, et spécialement l'acide sulfurique, décomposent ce sel ; il résulte de l'acide muriatique et du sulfate d'ammoniaque.

Mêlé avec l'acide nitrique, il forme une espèce d'eau régale qui dissout bien l'or.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par la barite, la strontiane, la chaux. La magnésie ne décompose qu'à moitié ce sel, à froid ; il se forme un sel triple : quand on emploie l'action du calorique, la décomposition est totale.

C'est avec la chaux qu'on décompose le muriate d'ammoniaque, pour en obtenir l'ammoniaque.

Pour faire cette opération, l'on prend ordinairement une partie et demie de chaux vive et une de muriate d'ammoniaque, quelquefois parties égales; on pulvérise la chaux et le muriate séparément ; on les mélange ; ensuite on introduit le tout dans une bonne cornue de grès qu'on a eu soin de bien luter avec de la terre jaune : on saupoudre la surface du mélange d'une couche de chaux pulvérisée, qui empêche que le muriate d'ammoniaque ne passe dans le récipient ; on place la cornue dans un

fourneau de réverbère ; on y adapte une alonge qui communique à un ballon tubulé, auquel on adapte un tube recourbé, dont l'extrémité plonge dans un flacon à trois tubulures : de la deuxième tubulure part un autre tube que l'on fait communiquer à un autre flacon : si deux ne suffisent pas, on peut en mettre un troisième. Il faut avoir soin de placer des tubes de sûreté dans une des tubulures de chaque flacon, et de verser dans les flacons autant d'eau distillée qu'on a employé de muriate d'ammoniaque. Quand l'appareil est bien luté, on commence à chauffer très-doucement, se guidant sur le dégagement de l'ammoniaque, diminuant le feu s'il est trop fort, l'augmentant s'il est trop foible.

On trouve dans l'allonge ou dans le ballon de l'eau provenant du muriate d'ammoniaque ; elle est chargée d'ammoniaque impure, parce qu'il y a toujours un peu de muriate d'ammoniaque de volatilisé ; dans le deuxième flacon est l'ammoniaque liquide, qu'on appeloit autrefois *alcali volatil fluor*.

L'acide muriatique reste dans la cornue uni à la chaux. Si l'on chauffe fortement ce muriate de chaux, il se vitrifie et acquiert la propriété phosphorescente, d'où lui vient le nom de *phosphore de Humberg*, parce que, frotté dans l'obscurité, il répand des traces de lumière assez vive, qui sont dues probablement à une grande expression du calorique.

S'il n'a pas été assez chauffé, c'est un simple mélange de muriate de chaux avec excès de chaux, qui, exposé dans un lieu humide, se fond en partie, et se réduit en un liquide épais et doux au toucher ; ce qui lui a valu la dénomination d'*huile de chaux*.

La chaux en poudre, et triturée avec le muriate d'ammoniaque, dégage aussi du gaz ammoniaque.

La potasse et la soude décomposent le muriate ammoniacal, comme fait la chaux, et en dégagent de même l'ammoniaque pure et sous forme de gaz.

Parmi les sels, quelques sulfates, phosphates, fluates, borates et carbonates, ont la propriété de décomposer le muriate d'ammoniaque.

Les proportions de ces principes sont, d'après *Kirwan:*

Ammoniaque, 25; acide muriatique, 42,75; eau, 72,25.

Ce sel est très-utile dans les arts.

Il sert en teinture pour aviver certaines couleurs; pour étamer les métaux, dont il décape la surface et l'empêche de s'oxider: on l'emploie en docimasie, pour reconnoître la présence du fer dans les minéraux, parce qu'il en favorise la sublimation; enfin, il est très-usité en médecine, pour la préparation des médicamens, tant externes qu'internes.

§. LII.

Muriate de Magnésie.

On trouve souvent ce sel en solution dans les eaux, dans les terreins calcaires, dans des matériaux salpêtrés, où il accompagne constamment le nitrate et le muriate de chaux, etc.

On le prépare en mêlant directement de la magnésie avec de l'acide muriatique, jusqu'au point de saturation; on filtre et l'on évapore.

Sa saveur est amère, âcre, piquante.

Il est décomposé par la chaleur qui en chasse l'acide ; ·t la magnésie reste pure.

Il attire l'humidité de l'air, et se résout en une sorte ·e bouillie ou d'huile très-douce à la peau.

Sa solution dans l'eau cristallise difficilement ; quel- ·uefois il est en lames ou en prismes tétraèdres ; mais · plus souvent ce sel est mou, et n'offre que rarement ·es formes régulières.

Il se dissout dans son poids d'eau. Il est également ·luble dans l'alcool.

Lorsque ce sel est pur et bien cristallisé, il donne ·u froid en se dissolvant dans l'eau ; mais s'il a été des- ·éché, il produit un effet contraire. Ces deux propriétés ·ont communes à tous les sels qui absorbent beaucoup ·eau pour se cristalliser ; et l'on en voit facilement la ·ison, en considérant l'eau qu'ils solidifient.

Les acides sulfurique et nitrique décomposent le mu- ·ate de magnésie.

Pour opérer ces décompositions, il faut distiller dans ·e cornue de verre un mélange d'une partie de cet ·ide et de deux parties de muriate de magnésie. L'a- ·le de ce dernier se volatilise, tandis que les deux autres ·us puissans se combinent avec la magnésie, et forment · sulfate ou du nitrate magnésien.

Avec l'acide nitrique, on obtient de l'acide muriatique ·igéné, mêlé de gaz nitreux.

L'acide boracique en dégage l'acide muriatique par la ·alcur.

La barite, la strontiane et les alcalis décomposent le ·uriate de magnésie. Si les alcalis sont bien caustiques, · magnésie se précipite pure.

Les alcalis en excès ne dissolvent pas la magnésie, comme ils le font par l'alumine ; ce qui donne un très-bon moyen de séparer ces deux terres, lorsqu'elles se trouvent réunies dans quelques dissolutions.

L'ammoniaque n'en opère pas la décomposition complète, parce qu'il se forme une espèce de sel triple, muriate ammoniaco-magnésien, cristallisable avec la portion subsistante de muriate magnésien.

Le muriate magnésien décompose les sulfates et nitrates, à bases d'alcalis fixes et d'ammoniaque, par la voie de doubles affinités ; mais, pour s'assurer de ces décompositions, il faut évaporer ou mêler avec l'alcool, les solutions de ces sels, versées sur la solution du muriate de magnésie, parce que les matières salines nouvelles qui en résultent, restent en solution dans la liqueur aqueuse, après le mélange.

Le muriate de magnésie est très-soluble dans l'alcool, et brûle avec une flamme jaunâtre, qui rougit sur la fin de l'opération.

Les proportions de ce sel, d'après *Bergmann*, sont : magnésie, 41 ; acide muriatique, 34 ; eau, 25.

Le muriate de magnésie n'est presque d'aucun usage.

§. LIII.

Muriate ammoniaco-magnésien.

Bergmann a le premier indiqué cette combinaison triple et M. *Fourcroy* l'a fait connoître plus positivement. Le muriate ammoniaco-magnésienest susceptible de cristalliser en petits polyèdres qui se séparent très-vîte de l'eau.

Il a une saveur amère et ammoniacale à la fois.

On le prépare de trois manières différentes. La première consiste à mêler des solutions de muriate de magnésie et de muriate d'ammoniaque ; on voit se déposer ce sel triple en petits cristaux. La seconde appartient à la demi-decomposition du muriate d'ammoniaque par la magnésie à froid, et par l'agitation de la solution de ce sel avec cette terre ; et la troisième, à celle du muriate de magnésie par l'ammoniaque. Suivant M. *Fourcroy*, le premier procédé est le plus certain, et donne le sel le plus pur.

Ce sel triple se décompose au feu, le muriate d'ammoniaque s'en volatilise, et celui de magnésie perd son acide. Il est peu altérable à l'air. L'eau froide le dissout à la dose de 6 à 7 parties sur une ; l'eau chaude en dissout davantage. Les acides le décomposent à la manière des autres muriates. La barite, la potasse, la soude, la strontiane et la chaux en précipitent complètement la magnésie, et en dégagent entièrement l'ammoniaque sous la forme de gaz. M. *Fourcroy* a trouvé, en analysant ce sel, qu'il contenoit sur cent parties : muriate de magnésie, 73 ; muriate d'ammoniaque, 27. Ce sel n'est d'aucun usage.

§. LIV.

Muriate de Glucine.

Ce sel a beaucoup de propriétés analogues à celles du nitrate (*Voyez* ce sel) : il n'en diffère, 1°. qu'en ce qu'il se cristallise plus facilement ; cependant ses cristaux sont

si petits, qu'il a été impossible à M. *Vauquelin* d'en reconnoître la forme ; 2°. que parce qu'il n'attire pas l'humidité de l'air.

Quoiqu'il ne soit pas déliquescent, il est assez abondamment dissous par l'alcool, et cette solution étendue d'eau, forme une liqueur sucrée fort agréable. Ce sel est décomposé par toutes les bases précédentes. Ce sel n'est encore d'aucun usage.

§. LV.

Muriate d'Alumine.

Ce sel ne se trouve pas dans la nature.

On unit l'acide muriatique à l'alumine non calcinée mais il est difficile de saturer parfaitement l'acide.

On ne peut pas l'obtenir sous une forme régulière.

Il rougit le sirop de violette.

Sa saveur est styptique, comme l'alun, acide et âcre.

Il gonfle les peaux : on croit même que les cuirs de Hongrie sont préparés avec du muriate d'alumine, parce qu'on y emploie du muriate de soude et du sulfate d'alumine ; de manière qu'il se forme une décomposition dans la trempe des peaux : dans ce mélange, l'acide muriatique du muriate de soude se porte sur l'alumine, et l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, sur la soude ; en sorte qu'il se forme du sulfate de soude, qui est soluble et du muriate d'alumine qui s'interpose dans les cuirs, et les conserve.

Le muriate d'alumine se décompose au feu ; l'alumine reste pure.

Il est très-déliquescent à l'air.

La solution de ce sel prend une couleur jaune par l'évaporation : elle fournit une masse gélatineuse, demi-transparente, de la même couleur que la solution, et comme cornée, difficile à réduire en poudre.

Les substances terreuses et les alcalis décomposent ce muriate. La potasse et la soude ont la propriété de redissoudre le précipité d'alumine, quand on met ces alcalis en excès, propriété que n'a pas la magnésie. L'ammoniaque ne redissout pas le précipité.

Plusieurs acides décomposent ce sel, sur-tout l'acide nitrique et sulfurique : en général, l'alumine tient peu aux acides.

§. LVI.

Muriate de Zircone.

L'acide muriatique est celui qui s'unit le plus aisément à la zircone, lorsqu'elle est divisée ou combinée avec l'acide carbonique ; mais elle refuse absolument de former cette union, si on la fait rougir, même légèrement : il est donc important de ne pas dessécher cette terre à une forte chaleur, lorsqu'on veut la combiner avec les acides.

Le muriate de zircone n'a point de couleur ; sa saveur est astringente.

Le calorique le décompose, il en chasse l'acide.

Il forme des grumeaux dans la bouche, en se décomposant par la salive.

Ce sel perd sa transparence à l'air, en perdant une partie de son eau de cristallisation.

Une dissolution de gaz hydrogène sulfuré dans l'eau mêlée à une solution de muriate de zircone, tenant du fer, en trouble la transparence, et lui donne une couleur rougeâtre, mais n'y occasionne pas de véritable précipité.

L'hydro-sulfure d'ammoniaque précipite sur-le-champ ce sel en un très beau vert, qui paroît noir lorsqu'il est sec; ce précipité, exposé sur les charbons ardens, répand une odeur de gaz hydrogène sulfuré, et devient d'un bleu légèrement purpurin par la pulvérisation; tandis qu'avant d'avoir été chauffé, il donne une poudre d'un gris de perle : cette couleur est due à l'oxide de fer combiné à la zircone.

Ce sel jouit d'une solubilité assez grande; il se dissout également dans l'alcool, à la flamme duquel il ne communique pas de couleur particulière.

La solution de ce sel fournit, par une évaporation ménagée, de petites aiguilles transparentes, dont la forme est très-difficile à déterminer.

Lorsque le muriate de zircone contient encore quelque portions de silice, il donne des cristaux cubiques, qui sont sans consistance, et ressemblent à une gelée. Ces cristaux cubiques, exposés à l'air, perdent peu-à-peu leur transparence, et diminuent de volume; il se forme, dans la masse même de ce sel, des aiguilles blanches et soyeuses qui sortent au-dehors des cubes où elles ont pris naissance.

Une lame de zinc, mise dans une solution de muriate de zircone, donne naissance à une légère effervescence, due à du gaz hydrogène; la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée blanche, demi-transparent au bout de quelques jours.

Les substances terreuses décomposent ce sel, ainsi que les alcalis.

L'alumine pure le décompose, à l'aide d'une légère chaleur; l'alumine se dissout, la liqueur devient laiteuse, et se prend en gelée par le refroidissement. Lorsque le muriate de zircone contient du fer, il reste en dissolution avec l'alumine; et la zircone, qui a été précipitée par ce moyen, ne contient plus sensiblement de ce métal; c'est donc un moyen simple et facile de dépouiller cette terre du fer qui l'accompagne dans les hyacinthes, et qui y tient avec beaucoup de force.

L'affinité de la zircone pour l'acide muriatique suit le même ordre que pour l'acide nitrique, relativement aux alcalis et aux terres.

Le muriate de zircone est décomposé, 1°. par l'acide sulfurique; une partie du sulfate de zircone formé se précipite sous la forme de flocons blancs, très-pesans, et une autre portion est retenue en solution par l'acide muriatique: mais, à l'aide de la chaleur, cet acide se dissipant, le reste du sulfate de zircone se dépose à mesure; et si l'on arrête l'évaporation de la liqueur avant qu'elle ne soit réduite à siccité, elle se prend en une espèce de gelée par le refroidissement. Le sulfate de zircone est donc soluble dans l'acide muriatique, solubilité qui est encore augmentée par l'intermède du calorique.

2°. Les acides phosphorique, citrique, tartarique, oxalique, sachlactique, décomposent le muriate de zircone, et forment avec sa base des composés insolubles, qui se précipitent en flocons blancs.

3°. L'acide gallique précipite le muriate de zircone en

une matière blanche, et en vert grisâtre, si elle contient du fer; et le dépôt qu'il forme dans ce dernier cas, devient, en se séchant, d'un noir luisant, qui a le même aspect que l'encre de la Chine. La liqueur, au milieu de laquelle les gallates de zircone et de fer ont été formés, conserve une couleur verdâtre; et, quoique de nouvelles quantités d'acide gallique n'y occasionnent plus de précipitation, le carbonate d'ammoniaque en sépare une matière floconneuse très-abondante, qui a une couleur purpurine, à-peu-près semblable à celle de la lie de vin.

On voit, d'après ces expériences, que l'acide gallique a plus d'affinité avec la zircone que l'acide muriatique, et que les gallates de zircone et de fer sont solubles dans l'acide muriatique, puisqu'il en est resté une partie en solution dans la liqueur qui a été séparée par le carbonate d'ammoniaque.

§. LVII.

Muriates oxigénés et muriates sur-oxigénés terreux et alcalins.

Caractères génériques de ces sels.

Les muriates oxigénés et sur-oxigénés résultent des combinaisons de l'acide muriatique oxigéné et sur-oxigéné avec les différentes bases. Tous ces sels sont le produit de l'art.

On obtient ces sels en faisant passer un courant de gaz acide muriatique oxigéné dans de l'eau distillée dans laquelle on a dissous ou délayé les bases alcalines et ter-

reuses, soit dans leur état de pureté, soit combinées avec l'acide carbonique.

Dans cette opération on obtient trois sortes de sels, les muriates oxigénés, les muriates simples et les muriates sur-oxigénés; les deux derniers ne se forment que lorsque l'acide muriatique oxigéné acquiert un certain degré de concentration; alors une partie de l'acide se sur-oxigène aux dépens d'une autre qui repasse à l'état d'acide muriatique simple, phénomène qui détermine une affinité prédisposante; ce muriate sur-oxigéné se forme, et il reste dans la liqueur le muriate simple et le muriate oxigéné car une grande partie de l'acide muriatique oxigéné reste en combinaison sans éprouver de décomposition. M. *Chenevix* a publié des observations très-intéressantes sur les muriates oxigénés et sur-oxigénés. Ce chimiste prétend que le muriate sur-oxigéné se forme aussitôt que la potasse entre en combinaison; de sorte que, selon lui, l'acide muriatique oxigéné ne reste pas dans cet état lorsqu'il se combine avec la potasse, ou du moins il n'en reste qu'une si petite partie, qu'il ne lui attribue aucune propriété sensible. M. *Berthollet*, au contraire, pense que, quoiqu'il puisse se former un peu de muriate sur-oxigéné de potasse, dès le commencement de l'opération, lorsque la dissolution de la potasse a une certaine concentration, ce n'est, cependant, que lorsque l'acide lui-même est parvenu à une grande condensation, qu'il subit, pour la plus grande partie, le changement d'acide muriatique oxigéné, en acide sur-oxigéné; que ce changement continue avec lenteur, même lorsque le liquide ne reçoit plus d'acide muriatique oxigéné, et qu'enfin les proportions de celui qui subit ce change-

ment peuvent varier considérablement par différentes circonstances.

Il se fait donc, lorsque l'acide muriatique oxigéné est reçu dans une solution de potasse, différens changemens qui varient selon les circonstances, et qui par conséquent ne peuvent être indiqués que d'une manière générale : une partie de l'acide muriatique oxigéné se change en sur-oxigéné par l'accumulation de l'oxigène, qui abandonne une portion correspondante d'acide muriatique ; cette dernière portion se trouve par là dans l'état de muriate de potasse.

En même tems, une partie d'acide muriatique oxigéné se condense sans éprouver, par une combinaison plus foible que les précédentes, d'autre changement que celui qui dépend d'une grande condensation ; une portion de la potasse paroît correspondre à cette combinaison, et ce n'est que par un intervalle de tems assez long que l'acide muriatique oxigéné subit tout le changement dû au transport de l'oxigène ; mais il s'établit enfin un équilibre des forces, et une portion de l'acide muriatique oxigéné résiste à une décomposition ultérieure. (*Berthollet.*)

Trois propriétés distinguent et caractérisent les muriates oxigénés. 1°. Leur décomposition par la lumière et le calorique, qui en dégagent du gaz oxigène, et qui dans l'état d'acide muriatique oxigéné altère et détruit beaucoup de couleurs, ce qui indique que pour conserver cet acide, on doit le mettre à l'abri du contact de la lumière. 2°. Leur utilité dans l'art du blanchiment. 3°. Enfin l'impossibilité de les examiner en particulier, attendu qu'il n'existe aucun moyen de séparer les muriates oxigénés des sur-oxigénés sans les décomposer.

Tous les muriates sur-oxigénés, jettés sur les charbons, brûlent avec flamme accompagnée d'un léger bruit; chauffés dans une cornue, ils se fondent et passent à l'état de muriates en abandonnant une grande quantité de gaz oxigène parfaitement pur.

Melés avec les corps combustibles et exposés à une température convenable, ils les enflamment; et quoique cette propriété les rapproche des nitrates, non-seulement l'énergie de l'inflammation, même par la simple percussion, mais encor le résidu qui offre tous les caractères des muriates, suffisent pour distinguer ces genres de sels.

Tous les muriates sur-oxigénés sont solubles dans l'eau; beaucoup se dissolvent dans l'alcool, et quelques-uns sont déliquescens. Les acides sulfurique, nitrique et muriatique les décomposent à une légère température.

Les muriates sur-oxigénés convertissent, à l'aide du calorique, les sulfites et phosphites en sulfates et phosphates; et, selon M. *Chenevix*, l'attraction des bases pour l'acide est dans l'ordre suivant: muriates sur-oxigénés de potasse, de soude, de baite, de strontiane, de chaux, d'ammoniaque, de magnésie, d'alumine et de silice.

§. LVIII.

Muriate sur-oxigéné de Potasse.

Ce sel, dont la découverte est due à M. *Berthollet*, se prépare en faisant passer dans une solution de potasse caustique, ou combinée à l'acide carbonique, du gaz acide muriatique oxigéné.

L'appareil dont on se sert pour cette opération ; est le même que pour l'acide muriatique oxigéné, à cette différence que dans les flacons de *Woulf*, au lieu d'eau, on met une solution de potasse, ou toute autre base dissoute ou délayée dans l'eau. C'est ainsi que par le même appareil on peut préparer plusieurs muriates sur-oxigénés à la fois. La meilleure proportion à garder entre l'eau et la potasse, c'est six parties de la première, et une de la dernière.

Comme le muriate sur-oxigéné de potasse n'est pas, à beaucoup près, aussi soluble que la potasse, dès qu'il s'en est formé une certaine quantité, il cristallise au milieu de la liqueur, sous la forme de paillettes brillantes, dont la quantité augmente à mesure que la saturation se fait. Cette conjecture de M. *Berthollet* a été constatée par les expériences de M. *Chenevix* de la manière la plus satisfaisante, dans un mémoire inséré, *Journal de physique*, tome 60. Le travail de ce savant chimiste anglais nous donnera les faits pour établir les caractères de ce genre de sels.

Il paroît qu'il faut beaucoup d'oxigène à l'acide muriatique oxigéné pour le sur-oxigéner ; car on trouve dans le flacon plus de muriate de potasse que de muriate sur-oxigéné : quand la potasse est bien concentrée, il se précipite des petites lamelles de muriate sur-oxigéné.

La solubilité de ces sels étant très-différente dans l'eau froide, leur séparation devient facile (le muriate de potasse est beaucoup plus soluble que le muriate sur-oxigéné ; celui-ci est soluble dans 16 parties d'eau froide et 2 parties d'eau bouillante ; il suffit de ramasser le sel qui s'est cristallisé pendant l'opération, de le dissoudre

dans la quantité d'eau bouillante nécessaire, de filtrer la solution pour en séparer une petite quantité de terre qui existe dans la potasse commune, et de la laisser refroidir. Le muriate sur-oxigéné se dépose sous la forme de lames brillantes. Pour l'obtenir sec, on décante la liqueur surnageante, on le laisse égoutter et on le fait sécher ensuite sur des papiers-brouillards. Comme le muriate sur-oxigéné de potasse est peu soluble dans l'eau froide, il en reste peu en solution dans les eaux-mères; cependant, si on veut le recueillir entièrement, on y parvient en réduisant la liqueur par l'ébullition, et en la laissant refroidir.

Ce sel prend ordinairement la forme de lames carrées très-minces : quelquefois il se présente sous celle d'un parallélipipède.

Sa saveur est fraîche et piquante comme celle du salpêtre : il fuse sur les charbons allumés à la manière de ce dernier, cependant avec plus de vélocité, et en répandant une flamme plus vive. Broyé sur un porphyre, ou dans un mortier de marbre avec un pilon de bois, il pétille et lance des étincelles.

Distillé dans une cornue, il se décompose assez facilement, et donne, à une chaleur médiocre, après sa fusion, du gaz oxigène bien pur.

Cent parties de ce sel donnent environ 0,38 de son poids de gaz oxigène.

La chaleur modérée, à laquelle l'oxigène quitte le muriate sur-oxigéné de potasse, indique que ce principe n'y adhère pas très-fortement, ou qu'il retient dans sa combinaison une grande quantité de calorique; ce que sem-

blent annoncer plusieurs faits où le muriate sur-oxigéné est décompé par les corps combustibles.

Ce sel est peu sensiblement altéré par l'air.

Si on le jette dans de l'acide sulfurique concentré, il détonne, en faisant entendre un bruit sec ; il s'élance à une grande distance du vase, et répand une lumière rouge très-foncée. Si l'on verse sur ce sel, préalablement mis dans une cornue tubulée, munie d'un récipient convenable et posée sur un bain de sable, de l'acide sulfurique par un tube recourbé en *S*, il se fait une décrépitation violente. Il se dégage une vapeur jaune-verdâtre, épaisse et pesante. L'odeur a quelque analogie avec le gaz nitreux, et diffère beaucoup de celle du gaz acide muriatique oxigéné. Cette vapeur pesante peut être considérée comme l'acide muriatique sur-oxigéné, qui retient probablement un peu d'acide muriatique oxigéné. Pour obtenir cet acide, en assez grande quantité, M. *Chenevix* a placé la cornue dans un bain-marie. Presqu'aussitôt que le feu fut allumé, il vit un éclair blanc, rapide, suivi d'une détonnation violente. La cornue fut réduite en poussière, et les fenêtres et les vases du laboratoire furent brisés. Vu le danger qui accompagne cette opération, M. *Chenevix* a employé l'acide sulfurique étendu d'eau ; mais dans ce cas, les résultats n'ont pas été plus heureux. Il a obtenu de l'acide muriatique oxigéné, et du gaz oxigène.

Avec l'acide nitrique concentré, il pétille et répand quelques étincelles, mais sans explosion violente comme dans le cas précédent. L'acide muriatique décompose ce sel et s'unit à sa base, mais il ne produit pas de vapeurs jaunes, ni de liqueur orangée.

Mélangé, à la dose de trois parties, avec une de soufre,

et trituré dans un mortier de métal, il produit une suite de détonnations très-fortes, qui ressemblent à des coups de pistolet, si l'on fait l'expérience seulement à la dose d'un ramme.

Le même mélange détonne encore plus fortement sous e choc du marteau : il s'enflamme dans l'acide sulfu-ique concentré, en répandant une lumière extrêmement ive.

Un mélange de trois parties de ce sel, d'une demi-partie de soufre, et d'une demi-partie de charbon, pro-luit les mêmes effets que le précédent, mais encore plus iolens. Quand on veut le faire détonner avec le phos-phore, il faut dissoudre celui-ci dans l'huile volatile de érébenthine ; lorsque la solution est un peu sèche, on en fait une pâte avec le muriate sur-oxigéné ; il faut ttendre, pour faire détonner, que la pâte soit entièrement sèche.

Plusieurs métaux très-combustibles, tels que le fer, antimoine, le zinc, l'arsenic et les sulfures métalliques, mêlés avec deux parties de muriate oxigéné, détonnent aussi avec flamme, par le choc ; mêlé avec l'arsenic et le mélange projetté dans l'acide sulfurique, il se produit une amme blanche.

Beaucoup de matières végétales, telles que les huiles, e sucre, l'amidon, l'alcool, l'éther, la sciure de bois, etc. présentent les mêmes phénomènes. Tous ces mélanges létonnent aussi par le choc électrique, ou par une goutte l'acide sulfurique, en produisant une flamme extremement ive.

Ces expériences, dues à MM. *Fourcroy* et *Vauquelin*, prouvent que l'oxigène est beaucoup moins fortement

attaché au muriate sur-oxigéné de potasse, qu'il ne l'est dans le nitrate de potasse, puisque ce sel ne produit pas les mêmes phénomènes, avec les corps combustibles, traités de la même manière.

Il faut, suivant M. *Berthollet*, pour que les détonnations aient lieu par la percussion ou par l'élévation de température, qu'il y ait de l'oxigène condensé, et une substance inflammable. Les conditions qui favorisent cet effet, sont, 1°. la foible adhérence de l'oxigène à la base qui le tient condensé; 2°. la forte tendance de la substance inflammable à se combiner avec l'oxigène; 3°. la grande quantité de calorique qui est exclue par la combinaison; 4°. la volatilité d'une combinaison.

D'après la facilité avec laquelle ce sel cède son oxigène aux corps combustibles, M. *Berthollet* fit plusieurs tentatives pour en former une poudre plus forte que la poudre à canon ordinaire. Ses essais réussirent; mais il reconnut bientôt que l'usage en deviendroit dangereux, tant est grande l'inflammation de cette matière!

On n'a pas encore examiné la manière d'agir de ce sel sur les autres sels précédemment examinés, si ce n'est sur les sulfites et phosphites, qu'il convertit en sulfates et en phosphates, en brûlant même avec flamme le soufre excédant des premiers, lorsqu'on le fait passer avec ces sels, à travers un tube de terre rouge.

Cent parties de ce sel contiennent : muriate de potasse, 67; oxigène, 38.

Et d'après M. *Chenevix* : acide muriatique sur-oxigéné, 58,3; potasse, 39,0; eau, 2,5.

L'usage de ce sel n'est pas encore très-étendu. On a employé depuis peu sa solution dans l'eau avec quel-

ques succès, pour nettoyer le marbre blanc, et pour faire les alumettes soufrées qui s'enflamment en les plongeant dans l'acide sulfurique. Il sert aussi fréquemment dans es laboratoires pour en extraire le gaz oxigène très-pur.

§. LIX.

Muriate sur-oxigéné de Soude.

Ce sel cristallise en cubes, sa saveur est fraîche. Il st légèrement déliqueseent, soluble dans trois parties 'eau froide, et en plus grande proportion dans l'eau nande, l'alcool le dissout aussi.

C'est ce moyen que M. *Chenevix* a employé pour le istalliser, en réitérant l'opération plusieurs fois, parce ne le muriate de soude a aussi la propriété de se dis-udre dans ce liquide. M. *Berthollet* a obtenu ce muriate laissant la dissolution très-rapprochée, exposée long-ms à l'air. Il paroît probable, dit ce chimiste, que la mpérature de la congellation seroit propre à produire la paration des deux sels, en faisant varier leur solubilité spective.

Ce muriate présente les mêmes phénomènes que celui potasse, avec les corps combustibles et les acides.

Il contient suivant M. *Chenevix* : acide, 66,2 ; soude, ,6 ; eau, 4,2.

§. LX.

Muriate sur-oxigéné de Barite.

Ce muriate se dissout dans quatre parties d'eau froide, moins de chaude ; il cristallise de la même manière que

le muriate simple, et lui ressemble si fort en solubilité, que M. *Chenevix* n'a pu venir à bout de les séparer par des cristallisations plusieurs fois répétées. Ce chimiste a employé pour toutes les combinaisons semblables des bases terreuses, un moyen ingénieux : il a mis en digestion dans les combinaisons liquides, du phosphate d'argent, qui décompose le muriate de barite, ainsi qu'il s'en est assuré, parce que d'une part, l'acide phosphorique s'unit à la barite; et d'autre part, l'argent s'unit à l'acide muriatique, deux combinaisons insolubles.

Le muriate sur-oxigéné de barite a toutes les propriétés des muriates sur-oxigénés ; et à l'aide du calorique, on le décompose par tous les acides. Les plus forts dégagent cet acide avec un éclair de lumière, plus fréquemment des muriates terreux oxigénés, que des alcalins.

Les proportions de ce sel sont : acide, 47,0 ; barite, 42,2 ; eau ; 10,8.

§. LXI.

Muriate sur-oxigéné de Strontiane.

Les observations précédentes s'appliquent à la formation de ce sel, à la méthode de l'obtenir pur par le moyen du phosphate d'argent, à la manière de se comporter avec les acides, au rang de son acide dans l'ordre des affinités, et à ses autres propriétés. Il est déliquescent, et plus soluble dans l'alcool que le muriate de strontiane. Il fond dans la bouche immédiatement, et y produit une sensation de fraîcheur. Les cristaux prennent la forme d'aiguilles.

Il est composé de : acide, 46 ; strontiane, 26 ; eau 28

§. LXII.

Muriate sur-oxigéné de Chaux.

On obtient ce sel pur de la même manière que les autres sels terreux. Il est extrêmement déliquescent ; il se liquéfie à une petite chaleur par le moyen de son eau de cristallisation , et il est très-soluble dans l'alcool. Il produit beaucoup de froid , avec un goût amer et âpre dans la bouche.

J'ajouterai à cet énoncé de M. *Chenevix* , les observations suivantes de M. *Berthollet.* La chaux , dit ce célèbre chimiste , a une forte action sur l'acide muriatique oxigéné , elle en condense une grande quantité ; si l'on distille cette combinaison , il s'en dégage beaucoup d'acide muriatique oxigéné , et il ne s'en décompose qu'un peu sur la fin , de sorte qu'il passe alors une petite quantité de gaz oxigène : le résidu qu'on n'a dû qu'amener à dessication , ne détruit plus les couleurs végétales ; mais il scintille sur les charbons ardens , avec beaucoup moins de vivacité , que ne le feroit un mélange analogue de muriate oxigéné de potasse : il n'a pas détonné par la percussion , après en avoir fait un mélange avec le soufre ; mais si dans cet état , on le pousse au feu dans une cornue , il se boursoufle , et il s'en dégage beaucoup de gaz oxigène ; ce qui fait voir qu'il s'étoit réellement formé une proportion considérable de muriate sur - oxigéné ; cependant il scintille foiblement sur les charbons ardens : M. *Berthollet* conjecture que cette différence vient de ce qu'il s'est fait une perte de calorique , plus grande que dans les muriates sur-oxigénés de potasse et de soude ;

et, en effet, lorsque l'on reçoit l'acide muriatique oxigéné dans la potasse et la soude, il ne se dégage pas sensiblement de chaleur; mais avec la chaux, il y a une production de chaleur assez considérable (*Statique chimique*).

Le muriate sur-oxigéné de chaux est composé, d'après M. *Chenevix* : acide, 55,2 ; chaux, 28,3 ; eau, 16,5.

§. LXIII.

Muriate sur-oxigéné d'Ammoniaque.

M. *Chenevix* a produit cette combinaison, en décomposant un muriate sur-oxigéné, à base alcalino-terreuse, par le moyen du carbonate d'ammoniaque ; mais il n'a pu l'isoler. M. *Berthollet* pense que l'on peut conserver quelques doutes sur l'état dans lequel se trouvoient les substances ; l'acide muriatique a pu retenir une portion de la base, pour former une combinaison triple qui servoit à maintenir l'ammoniaque.

Ce sel est très-soluble dans l'eau et l'alcool. Il se décompose à une température très-basse, et donne quantité de gaz avec une odeur d'acide muriatique sur-oxigéné.

M. *Chenevix* n'a pu établir les proportions des principes de ce sel.

§. LXIV.

Muriate sur-oxigéné de Magnésie.

Ce muriate se prépare comme celui de chaux. Cette terre alcaline et l'ammoniaque forment un précipité dans sa dissolution.

Ses proportions sont : acide, 60 ; magnésie, 25,7 ; eau, 14,3.

§. LXV.

Muriate sur-oxigéné d'Alumine.

Pour préparer ce sel, M. *Chenevix* délaya dans de l'eau, de l'alumine récemment préparée ; il fit passer un courant de gaz acide muriatique oxigéné à travers la liqueur. L'alumine disparut promptement ; et en versant de l'acide sulfurique dans la liqueur, une forte odeur d'acide muriatique oxigéné se fit sentir. Ce chimiste essaya d'obtenir le sel pur par le moyen du phosphate d'argent ; il ne trouva rien dans la solution que du muriate sur-oxigéné d'argent, tout le muriate d'alumine avoit été décomposé.

Quant au muriate sur-oxigéné de silice, M. *Chenevix* n'a pu réussir à le former.

§. LXVI.

Phosphates terreux et alcalins.

Caractères génériques.

On rencontre beaucoup de ces combinaisons dans les substances végétales et animales ; les unes doivent leur existence à l'art, les autres se trouvent entre les fossiles à l'état de phosphate calcaire.

Tous les phosphates ne sont ni volatilisables, ni décomposables par l'action du feu. Ils ont la propriété de se fondre et de se vitrifier à une température plus ou moins élevée, excepté le phosphate d'ammoniaque qui se décompose en raison de la grande volatilité de sa base.

Excepté le phosphate d'ammoniaque, ces sels se combinent à l'aide du calorique avec les oxides métalliques; ils forment avec eux des vitrifications dont on se sert en minéralogie, pour reconnoître la nature do différens fossiles.

L'acide sulfurique décompose complètement la plus grande partie des phosphates, les autres passent à l'état d'acidule.

Les acides nitrique et muriatique agissent de la même manière, mais avec cette différence, que l'action de ces acides sur les phosphates est toujours accompagnée de la solution complète de ces sels, de manière que la liqueur toujours acide contient des nitrates ou muriates, et de l'acide phosphorique, ou nitrates ou muriates, et phosphates acidules, observant qu'on ne peut les décomposer qu'en partie.

L'acide phosphorique est susceptible de s'unir à des phosphates, et de former des sels acidules. Dans cet état, ils se fondent et se vitrifient beaucoup plus facilement, que lorsqu'ils sont neutres. Ces sels dans cette opération, acquièrent une telle force de cohésion, qu'ils sont insipides, et qu'ils n'exercent aucune action sur la couleur bleue des végétaux, malgré qu'ils n'aient perdu aucun atôme d'acide.

Les trois phosphates alcalins sont très-solubles dans l'eau, tandis que les phosphates terreux ne le sont pas,

ou très-peu. Ils sont cependant très-solubles dans un excès d'acide phosphorique ou dans tout autre acide.

L'eau de chaux forme dans tous les phosphates dissous dans l'eau ou dans un excès d'acide, un précipité floconneux ; ce précipité est soluble dans l'acide nitrique et muriatique, sans produire la moindre effervescence.

Les phosphates acides distillés avec du charbon donnent pour produit du phosphore.

§. LXVII.

Phosphate de Barite.

On peut préparer le phosphate de barite de deux manières, ou en unissant immédiatement jusqu'au point de saturation, la barite à l'état de pureté ou carbonatée, à l'acide phosphorique, ou bien par une double affinité, en versant dans un sel baritique dissous dans l'eau, tel que le muriate ou le nitrate un phosphate alcalin : alors l'acide phosphorique se porte sur la barite, et forme un dépôt dans la liqueur, tandis qu'un autre sel alcalin reste en dissolution.

Le phosphate de barite se fond au feu sans changer de nature, et se vitrifie à une chaleur rouge de plusieurs heures. Il se fond au chalumeau, et si l'on fait l'opération sur un support de charbon, il répand une flamme jaune phosphorique ; les globules qu'il forme deviennent opaques en refroidissant, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'alcali. Il est inaltérable à l'air. Ce sel est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par excès d'acide. Il n'est pas décomposé par les terres et les alcalis.

Les acides ne décomposent pas entièrement le phosphate de barite ; cependant le sulfurique le décompose : si l'on avoit une grande quantité de phosphate de barite à sa disposition, ou si la nature nous en offroit avec profusion, l'acide sulfurique seroit un très-bon moyen de le décomposer, et de se procurer ainsi de l'acide phosphorique pur. Comme le phosphate de barite a une très-grande affinité pour un excès d'acide, les acides nitrique et muriatique n'enlèvent qu'une partie de la barite, et il reste un phosphate acide de barite.

Le phosphate de barite est décomposé par les sels qui agissent par double affinité, sur-tout lorsque l'acide de ces sels agit plus fortement sur la barite que sur leurs bases ; ainsi le phosphate de barite est décomposé par les sulfates, et par tous les carbonates alcalins, soit à chaud, soit à froid ; mais, dans le premier cas, le carbonate d'ammoniaque est insuffisant.

Ce sel n'est encore d'aucun usage ; mais on peut s'en servir, avec avantage, pour séparer le sulfate de chaux de l'acide phosphorique retiré des os ; en faisant bouillir ces matières ensemble, l'acide sulfurique s'unit à la barite, et la chaux à l'acide phosphorique ; d'où naissent deux sels parfaitement insolubles.

§. LXVIII.

Phosphate de Strontiane.

La connoissance de ce sel, ainsi que le phosphate de barite, sont dus à M. *Vauquelin*.

On prépare ce sel en combinant l'acide phosphorique

avec la strontiane pure, ou bien en mêlant les solutions de nitrate et de muriate de strontiane avec celles de phosphates alcalins; il se précipite du phosphate de strontiane pur.

Il est composé de : strontiane, 58,76; acide phosphorique, 41,24.

Chauffé au chalumeau, il se fond en un émail blanc, et répand une lueur phosphorique.

Ce sel n'a point de saveur; il est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'eau par les acides muriatique et nitrique.

Il est décomposé par la barite, ainsi que par l'acide sulfurique; les acides nitrique et muriatique ne le décomposent que jusqu'à l'état de phosphate acidule.

§. LXIX.

Phosphate de Chaux.

Ce sel existe abondamment dans la nature, où il forme des masses considérables : chez les animaux il constitue, au moins dans la plupart, la base du squelette; et dans les végétaux, dans les cendres, on le trouve en plus ou moins grande quantité.

C'est en Espagne, à Logrosan, dans l'Estramadure, qu'on a trouvé, il y a peu de tems encore, le phosphate de chaux, formant des couches assez étendues; il a une couleur opaque, parsemée de taches jaunâtres, dues à de l'oxide de fer.

On en trouve de même dans les mines d'étain de Schlagenwald en Bohême, dans le béril de Saxe, ou

agustite, à Cornouaille, au St.-Gothard, et près de Nantes.

Celui dont on se sert pour les opérations de chimie et des arts, est retiré des os des animaux, fortement calcinés dans des fourneaux, pour brûler les matières animales qui en lient les parties.

Ce sel ne paroît éprouver, de la part de la chaleur, qu'un ramollissement, une espèce de demi-fusion qui lui donne l'apparence de biseuit de poreelaine; et c'est pour cette raison que l'on a donné à ees matières, fortement caleinées, le nom d'os porcelanisés. On remarque cependant que les os exposés à l'aetion d'un feu violent, répandent aux environs une lueur jaune phosphorique, qui indique une décomposition de l'aeide phosphorique, dont le phosphore brûle à une certaine distance; mais cette déeomposition a des bornes fort étroites, et s'arrête bientôt. Peut-être ces phénomènes sont-ils dus à une petite quantité de phosphate d'ammoniaque, contenue entre les lames osseuses, ou dans les membranes qui les enveloppent.

Le phosphate de chaux est insoluble dans l'eau, mais il devient soluble par le secours d'un aeïde, tel que le vinaigre, ou l'aeide phosphorique lui-même.

Parmi les bases, il n'y a que la barite et la strontiane, qui lui font subir une altération, d'où il est évident que les liens qui unissent ses principes entre eux sont très-forts; mais les aeides sulfurique, nitrique, muriatique, acéteux, le déeomposent en partie, et jusqu'au point seulement où ils ont enlevé à l'acide phosphorique, environ les 0,40 de la chaux qui existe dans une masse quelconque de phosphate calcaire.

M. *Théodore Saussure* a annoncé avoir décomposé le phosphate de chaux par le charbon.

Il a mêlé une dissolution aqueuse de nitrate de chaux, avec de l'acide phosphorique, l'ammoniaque en a séparé le phosphate de chaux. Dix grammes de ce sel bien lavé, pulvérisé, et desséché à une chaleur rouge, ont été mêlés avec vingt grammes de poussière de charbon de hêtre, qui avoit été elle-même soumise à l'ébullition dans une grande quantité d'eau pour en séparer la potasse. Le mélange fut mis dans un creuset de Hesse, fermé par un couvercle de platine, et entouré de poussière de charbon dans un autre creuset fermé avec un couvercle de terre cuite. Cet appareil a été exposé pendant deux heures à l'action d'un fourneau à vent. Il est résulté que la moitié environ du phosphate de chaux a été décomposée par le charbon.

Le phosphate de chaux naturel de M. *Sage* est composé, d'après M. *Klaproth*, de : chaux 0,55 ; acide phosphorique 0,45.

Suivant l'analyse de MM. *Fourcroy* et *Vauquelin*, le phosphate de chaux contient : acide phosphorique, 41 ; chaux, 59.

§. LXX.

Phosphate acide de Chaux.

Jusqu'ici on n'avoit pas rencontré ce sel dans la nature : MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont retiré dernièrement des cristaux de phosphate acide de chaux, des os trouvés

dans un tombeau dans l'ancienne église de Sainte-Geneviève.

C'est en décomposant le phosphate de chaux par l'acide nitrique, que *Schèele* nous a fait connoître la nature des os et l'existence de ce sel; mais on arrive maintenant au même but, en suivant une marche plus simple.

Voici la manière d'opérer :

Pour calciner les os, on élève à un double décimètre de hauteur, sur environ un mètre, des briques, au-dessus desquelles on place des barres de fer pour former une espèce de grille, sur laquelle on met tous les os que l'on veut calciner; lorsqu'on élève les briques, il faut avoir l'attention de laisser une ouverture d'un double décimètre en carré, afin de déterminer un courant d'air; et, par cette ouverture, on introduit quelques morceaux de bois déja allumés, lesquels mettent le feu aux os, qui brûlent ensuite par eux-mêmes, jusqu'à ce qu'ils se trouvent assez calcinés; cette opération, qui n'entraîne avec elle aucune dépense, doit se faire en plein air, parce que la quantité de matière huileuse qui échappe à la combustion, est encore assez considérable pour devenir dangereuse dans un endroit qui seroit petit et clos : tous ces os sont ensuite réduits en poudre fine et passés au tamis.

Séparation de l'acide phosphorique, par l'intermède de l'acide sulfurique.

On prend 100 parties d'os calcinés bien pulvérisés, on les délaie dans 400 parties d'eau, et on verse sur ce mélange 70 parties d'acide sulfurique concentré, en agitant continuellement la matière. On laisse macérer le tout

pendant 14 jours et même un mois, ayant soin de l'agiter de tems en tems, pour renouveler les surfaces et les points de contact.

Au moment où l'on verse l'acide, il y a dégagement de calorique, et il se fait une vive effervescence, occasionnée par le dégagement de l'acide carbonique; car, outre le phosphate de chaux, les os contiennent une certaine quantité de carbonate de chaux.

Alors, l'acide sulfurique s'unit à la chaux, avec laquelle il forme un sel insoluble.

On délaie ensuite le tout dans beaucoup d'eau, on filtre et on presse le résidu pour en extraire tout liquide. On lessive le résidu exprimé avec une quantité d'eau bouillante.

La liqueur contient encore beaucoup de chaux, et doit être regardée comme un phosphate acidule de chaux, que les acides ne peuvent décomposer.

Pendant cette opération, il se précipite encore du sulfate de chaux qu'on doit séparer.

D'après les expériences de MM. *Fourcroy* et *Vauquelin*, cent parties de phosphate de chaux neutre, ou de terre des os calcinés, contiennent 0,41 d'acide phosphorique qui, d'après l'analyse de *Lavoisier*, sont composés de 0,16 de phosphore; ainsi, en parvenant à mettre ces 0,41 d'acide phosphorique à nu, on obtiendroit en le distillant avec le charbon, 0,16 de phosphore, ou un peu moins du sixième du poids de la terre des os, qui en recèle véritablement cette quantité. Mais, comme il n'y a que 0,17 de cet acide mis à nu, et que 0,24 restent encore intimement unis à la chaux, les 0,17 ne peuvent donner que 4,8 de phosphore; ainsi, l'on perd plus des

deux tiers du phosphore contenu dans les os, et, après la distillation de leur acide obtenu par le procédé ordinaire avec le charbon, il reste encore dans le résidu 0,59 de phosphate de chaux neutre non décomposé.

De l'évaporation des liqueurs acides et de leur mélange avec la poudre de charbon.

Quand la matière a été macérée, comme nous l'avons dit ci-dessus, on tire la liqueur à clair : on lave le marc à plusieurs reprises avec de l'eau de rivière ; on réunit ces lavages avec la première eau, et on les fait évaporer dans des chaudières de cuivre, ou mieux de plomb. Pendant l'évaporation de cette liqueur, il se sépare une assez grande quantité de sulfate de chaux, retenu en dissolution à la faveur de l'acide phosphorique : on le sépare par le repos et la décantation ; mais l'acide phosphorique en retient toujours une certaine quantité, qu'on n'en peut séparer que par des moyens compliqués et coûteux.

L'acide phosphorique se présente communément sous la forme d'une masse blanche légèrement jaunâtre, formée de petites écailles brillantes et comme nacrées ; c'est ce qu'on appelle acide phosphorique concret ; mais il est impur ; il contient encore beaucoup de chaux.

C'est avec cet acide, que l'on fabrique le phosphore.

Pour extraire le phosphore de l'acide phosphorique, il suffit de le mêler avec le quart de son poids de charbon en poudre, de faire dessécher le mélange dans une chaudière de fonte, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'humidité soit dissipée.

Pelletier amène les liqueurs acides au point d'une ma-

tière épaisse. Alors il y ajoute de la poudre de charbon, ou de la braise de boulanger, calcinée auparavant, jusqu'à ce que la matière devienne friable : on continue de la dessécher en remuant continuellement, pour empêcher que la matière ne se grumèle, et on porte cette dessication au point de faire rougir le fond de la bassine.

Il faut avoir l'attention de choisir une bassine dont le fond soit très-épais, et même de luter extérieurement pour le défendre du coup de feu qui le calcineroit.

De la distillation du phosphore.

On remplit une cornue de grès, bien lutée, du mélange; on la place dans un bon fourneau de réverbère. On se sert pour récipient d'une cornue renversée, dans laquelle on met de l'eau. *Pelletier* se sert aussi d'un récipient en cuivre, qui est fait d'après l'idée d'une cornue renversée. *Voyez* la planche.

On met de l'eau dans le récipient, de manière que le phosphore, à mesure qu'il passe, est arrêté, et n'a pas contact avec l'air. Par là, il y a une grande quantité de phosphore qui échappe à la combustion, puisqu'il faut qu'il passe à travers une colonne d'eau d'environ un double décimètre, avant qu'il ait le contact de l'air; il y en a cependant une petite portion qui est volatilisée en nature, et qui est poussée quelquefois à un décimètre au-dessus de la tubulure, où ce phosphore brûle en scintillant, et la tubulure se trouve quelquefois engorgée par du phosphore pulvérulent; c'est ce à quoi il faut faire attention, pour éviter l'absorption : mais lorsqu'on a l'attention de bien conduire l'opération, cet inconvénient n'a

pas lieu. Quant à la purification et au moulage du phosphore, *voyez* l'article sur le phosphore.

L'appareil ainsi monté, on chauffe par degré la cornue; au bout de quatre heures environ on la pousse jusqu'à l'incandescence.

Le charbon s'empare de l'oxigène, et le phosphore mis à nu se volatilise et va se condenser dans le récipient; à la partie supérieure du récipient, on peut adapter un tube recourbé qui plonge dans l'eau; il se dégage du gaz hydrogène phosphoré et du gaz oxide de carbone qui emporte et dissout une assez grande quantité de phosphore.

D'après M. *Trommsdorf* il se dégage pendant l'opération du phosphore un gaz particulier qu'il appelle gaz hydrogène carboné-phosphoré. Au bout de 30 à 36 heures, l'opération est finie, le phosphore ne passe plus pur, il est mélangé et peut être même combiné avec le carbone et un peu de soufre.

On trouve au fond de la cornue du phosphate de chaux quelquefois du sulfate de chaux, et une matière noire, dure qui, suivant *Proust*, est la combinaison intime du phosphore avec le carbone.

Cette expérience fait voir qu'à une haute température, le carbone a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en a le phosphore. Il paroît que l'eau du récipient retient de l'hydrogène phosphoré; car, lorsqu'on l'expose à l'air dans l'obscurité, même après avoir été filtrée, elle répand des flammes phosphoriques très-brillantes, sur-tout lorsqu'on renouvelle ses surfaces en l'agitant. Peut-être pourroit-on aussi attribuer cette phosphorescence à du phosphore très-divisé, qui subit une combustion quand on l'agite.

Le phosphate acide de chaux se cristallise en petits filets soyeux ou en lames brillantes, micacées, nacrées, qui se collent ensemble et qui prennent par leur réunion une forme miellense ou presque glutineuse.

La nature le présente dans l'urine humaine, d'où on le précipite en phosphate de chaux par les alcalis purs, d'où il se dépose même spontanément, et aussi en phosphate de chaux, à mesure que l'ammoniaque, qui se forme si promptement dans cette liqueur excrémentitielle, sature l'acide phosphorique, qui le constituoit acide.

Ce sel se prépare toujours artificiellement, comme nous venons de l'indiquer. Il attire l'humidité de l'air; il se dissout dans l'eau. Les acides ne le décomposent pas.

Le phosphate acide de chaux sert à faire les phosphates alcalins. Le phosphate de chaux neutre est employé à polir les métaux, les pierres précieuses et factices, pour la fabrication des coupelles, pour enlever les taches de graisse de dessus les étoffes, les linges ou les papiers; pour en fabriquer différens objets de tabletterie, avant d'avoir été calciné; enfin, il sert dans les manufactures de sel ammoniac, ainsi que cela se pratique dans le pays de Liége.

Les proportions de ce sel sont : chaux, 46; acide phosphorique, 54.

§. LXXI.

Phosphate de Potasse.

Ce phosphate est peu connu; on sait seulement qu'il se prépare en combinant directement l'acide phosphorique pur avec la potasse, ou bien en saturant le phosphate

acide de chaux par le carbonate de potasse. La liqueur surnageante évaporée donne le phosphate de potasse.

Ce sel ne cristallise pas ; il se prend en une espèce de gelée, lorsqu'on fait évaporer sa dissolution ; il attire en cet état l'humidité de l'air ; il est assez soluble dans l'eau ; mais quand on l'a fait calciner quelque tems, et sur-tout avec excès de potasse, le sel devient presqu'insoluble dans l'eau. Il est décomposé par la chaux, la barite et la strontiane, qui, l'une et l'autre, ont plus d'affinité pour l'acide phosphorique. *Vauquelin* annonce que quelques expériences semblent prouver que la soude enlève cet acide à la potasse.

Ce sel, suivant M. *Saussure*, est décomposé par le charbon.

On neutralise de la potasse pure avec de l'acide phosphorique, on ajoute même un léger excès d'alcali, on fait dessécher à une chaleur rouge ; on pulvérise ensuite le sel, et on le triture avec le double de son poids de poussière de charbon de hêtre, préalablement rougie ; on introduit le tout dans une petite cornue de porcelaine lutée, et on l'expose pendant quatre heures à une forte chaleur, le phosphore coule par goutte dans l'eau du récipient.

Ce phosphate est très-peu décomposé par le feu, pourvu qu'il ne soit pas avec excès d'acide, il se vitrifie.

Il décompose tous les nitrates et muriates terreux.

La plupart des dissolutions métalliques, telles que celles d'argent, de fer, de mercure, de cuivre, sont décomposées.

Si le phosphate de potasse n'est pas bien saturé d'alcali, il rougit les couleurs bleues végétales.

§. LXXII.

Phosphate de Soude.

C'est de l'urine humaine que *Margraff* l'a séparé le premier. *Bergmann* et beaucoup d'autres chimistes l'avoient pris pour une substance particulière, qu'ils appeloient *sel perlé*. M. *Westrumb* a fait connoître ses principes constituans, tels qu'on les connoît aujourd'hui.

Pour préparer ce sel, on prend trois parties d'os bien calcinés ; on les réduit en poudre et on les passe au tamis ; on met dans une terrine de grès la matière tamisée ; on en fait une bouillie avec quatre parties d'eau, et on ajoute ensuite une partie et demie d'acide sulfurique concentré ; on agite : il se fait une vive effervescence, et la matière se prend en masse. Ainsi prise en masse, dans une quantité d'eau, telle que cette masse devienne extrêmement liquide, on abandonne alors, si on veut, l'opération à elle-même, pendant deux ou trois jours, en remuant de tems en tems, ou bien on fait chauffer pendant quatre à cinq heures ; on filtre, on lave ; il faut laver à chaud ; on réunit toutes les liqueurs, et on les précipite par du carbonate de soude en excès ; il se dégage de l'acide carbonique, et il se fait un précipité de phosphate de chaux ; on fait bouillir, on filtre, on lave, et on fait évaporer convenablement ; il ne faut pas faire évaporer jusqu'à pellicule, car la matière, par le refroidissement, se prendroit en masse : lorsqu'on a obtenu une première cristallisation, il faut examiner les eaux-mères et voir si elles contiennent un excès de soude ou d'acide. Si elles contiennent un excès de soude, et que

cet excès ne soit pas trop grand, il faut continuer l'évaporation : si l'excès de carbonate de soude est trop grand, on ajoute du phosphate acide de chaux. Si elles contiennent au contraire un excès d'acide, il faut ajouter du carbonate de soude, et ainsi de suite jusqu'à la fin. On obtient par ce moyen de beaux cristaux, même des dernières eaux-mères. Si le sel n'est pas parfaitement pur, on le fait redissoudre et cristalliser une deuxième fois ; 21 hectogrammes d'os calcinés, traités par 7 hectogrammes d'acide sulfurique concentré, demandent 667 gram. de carbonate de soude pour être saturés ; on obtient 855 grammes de phosphate de soude.

Il est soluble dans 4 parties d'eau à 10 degrés, et dans la moitié de son poids d'eau bouillante, et se cristallise facilement. Sa forme la plus ordinaire, est celle d'un rhomboïde alongé, dont les faces sont inclinées les unes sur les antres. Ce sel se présente aussi sous la forme de cristaux rhomboïdaux et prismatiques, sous la forme de petits cristaux lamelleux ; sa cristallisation la plus ordinaire est un parallélipipède rhomboïdal, dont les angles sont quelquefois tronqués. Il contient : eau, 66 ; acide, 15 ; soude, 19.

Pour que ce sel se cristallise aisément, il est nécessaire qu'il contienne un léger excès d'alcali ; c'est pourquoi, celui qui est sous cette forme verdit le sirop de violette. S'il contient, au contraire, un excès d'acide, il ne cristallise qu'avec peine, et se prend alors en une masse, composée de petits feuillets brillans, et comme nacrés, qui ressemblent beaucoup au sel sédatif ; c'est ce que *Bergmann* appeloit *sel perlé* de *Haupt.*

Ce sel a une saveur agréable, douce et peu salée.

Il est d'une grande transparence ; mais, exposé à l'air, il ne tarde pas à devenir blanc et opaque : les cristaux néanmoins conservent leur forme et assez de consistance, à la différence de plusieurs sels qui, en perdant l'eau de cristallisation, deviennent farineux. Ce phosphate comme celui de potasse est décomposé par le charbon ; d'après M. *Saussure*, il faut le dessécher le plus fortement possible ; sur 30 grammes de ce sel pulvérisé, on ajoute 60 grammes de charbon de hêtre. L'opération doit être conduite comme la précédente. L'auteur dit avoir obtenu des quantités ci-dessus, 2 grammes et demi de phosphore.

Le phosphate de soude contient beaucoup d'eau de cristallisation, ce qui fait qu'il se liquéfie à une douce chaleur. Si on lui en applique une plus forte, il devient opaque, et il se vitrifie ; il donne alors un verre qui est d'un blanc de lait.

Essayé au chalumeau, il commence à se liquéfier ; il passe ensuite à un état blanc et concret, et il finit par donner un petit globule vitreux, qui paroît transparent, tant qu'il est fondu. Ce petit globule devient opaque en se refroidissant, et il prend une figure polyédrique. Le phosphate de soude se comporte en cela comme le phosphate de plomb, d'après *Pelletier*.

Comme ce sel se fond aisément, il favorise la fusion des terres, soit simples, soit composées, ainsi que les oxides métalliques ; c'est pourquoi les minéralogistes et les chimistes l'emploient souvent avec succès, dans leurs essais au chalumeau, pour reconnoître la nature des matières qu'ils examinent.

Ce sel est décomposé par la barite, la strontiane, la chaux, la potasse, et par les sels calcaires, magnésiens, baritiques

et alumineux ; mais ce n'est que par une double attraction, qu'il opère la décomposition de ces derniers.

La plupart des sels métalliques éprouvent également, de la part de ce sel, des décompositions ; ce sont des moyens de former sur-le-champ et facilement, des phosphates métalliques, qui, à la vérité, sont sujets à varier par les proportions, parce que c'est toujours l'acide le plus fort qui, dans ces sortes de décompositions, fait la loi, et détermine les rapports entre l'acide le plus foible, et la base que l'autre lui cède.

Pour reconnoître la pureté de ce sel, il faut verser dans sa solution du muriate de barite. Le précipité doit se redissoudre entièrement dans l'acide muriatique ou nitrique, si le phosphate ne contient pas de sulfate de soude.

On substitue ce sel, pour l'usage médicinal, au sulfate de soude, dont il a tous les avantages.

On l'emploie à la dose de trois ou quatre décagrammes, dans deux tasses de bouillon aux herbes, ou fondu dans deux verres d'eau.

§. LXXIII.

Phosphate d'Ammoniaque.

On rencontre ce sel fréquemment dans l'urine des animaux carnivores, où il est souvent combiné en sel triple, avec de la soude ou de la magnésie.

Pour le préparer, on emploie du carbonate d'ammoniaque et du phosphate acide de chaux, jusqu'au point de saturation ; on filtre et on fait ensuite évaporer la liqueur à une chaleur très-douce. Il faut des précautions pour faire cristalliser ce sel ; car, si on fait trop chauffer, l'ammoniaque

se volatilise. On est même obligé, à mesure que la liqueur s'évapore, d'ajouter un peu d'ammoniaque, pour remplacer celle qui se volatilise; sans cela, le sel seroit avec excès d'acide, et ne cristalliseroit pas.

Exposé au feu, l'ammoniaque se dégage, et l'acide phosphorique reste vitrifié. On pourroit retirer ainsi l'acide phosphorique du phosphate d'ammoniaque en le calcinant, il reviendroit moins cher que par l'acide nitrique et le phosphore.

Ce sel n'est pas altéré dans sa nature par son exposition à l'air, il s'effleurit légèrement.

Il est soluble dans l'eau, dont il demande environ quatre parties, à la température moyenne de l'atmosphère, il se cristallise avec facilité; sa forme est celle d'un prisme à quatre pans réguliers, terminé par des pyramides à quatre faces également régulières.

Le charbon décompose ce sel.

A cet effet, on met dans une cornue, un mélange de phosphate d'ammoniaque et de charbon en poudre; il faut luter la cornue avec de la terre. On y adapte un ballon qui reçoit le phosphore; on peut terminer l'appareil par un tube de sûreté recourbé qui part du ballon, et dont l'extrémité inférieure plonge sous une cloche à l'appareil à mercure, pour recueillir le gaz ammoniac qui se dégage.

L'acide phosphorique est attaqué par le charbon qui s'empare de l'oxigène, et met le phosphore à nu.

C'est à cette opération, que se réduit l'opération définitive, quand on décompose le résidu d'urine évaporé à consistance de miel, pour fabriquer le phosphore de *Kunkel*, car le phosphate de soude et celui de chaux, que contient le résidu, ne sont nullement décomposés par le charbon;

il n'y a que le phosphate d'ammoniaque qui, se trouvant privé de l'ammoniaque, par l'effet de la chaleur qui la volatilise, laisse l'acide phosphorique à nu; et c'est alors que le charbon agissant sur l'oxigène, laisse la facilité au phosphore de se distiller. Voilà pourquoi les procédés par l'urine, donnent si peu de phosphore; et certes on a longtems ignoré qu'on laissoit ainsi, sans l'obtenir, tout le phosphore de l'acide qui constituoit les phosphates de chaux et de soude, lesquels ne peuvent être décomposés que par un acide supérieur en affinité avec la soude et la chaux, à l'acide phosphorique, tels sont les acides nitrique et sulfurique.

Les acides forts décomposent ce phosphate, ainsi que la barite, la strontiane, la chaux, la potasse et la soude. La magnésie le décompose, mais à chaud, car à froid, il reste toujours une partie d'ammoniaque.

Si l'on mêle une solution de phosphate d'ammoniaque concentrée, avec une solution de phosphate de soude, aussi concentrée, on a une combinaison triple; c'est ce qu'on appelle phosphate de soude et d'ammoniaque.

Voici comme on peut reconnoître la présence de ce sel.

Si le mélange de ce sel triple n'a pas été bien fait, on voit que celui qui s'est bien formé est sensible par l'efflorescence qui se manifeste, tandis que la portion de phosphate de soude, qui n'étoit pas combinée, se cristallise pure à part, transparente et en rhombe. Si c'est au contraire le phosphate d'ammoniaque qui se trouve en excès dans la combinaison triple, on s'en apperçoit facilement, parce que l'ammoniaque peut en être dégagée par la chaux caustique.

Ce sel est un des meilleurs fondans que l'on puisse

employer pour les essais au chalumeau; il hâte la fusion des pierres, des terres et des oxides métalliques, dont on reconnoît souvent l'espèce, par la couleur qu'ils lui communiquent.

§. LXXIV.

Phosphate de Magnésie.

Ce sel existe en petite quantité dans les os, dans les calculs, dans différens liquides animaux, et dans quelques végétaux, tels que le bled, l'orge, etc.

On doit à M. *Vauquelin* un moyen de l'obtenir promptement cristallisé en solides de plusieurs centimètres de long, et quelquefois de vingt-deux millimètres d'épaisseur. Ce moyen consiste à mêler parties égales de sulfate de magnésie et de phosphate de soude, l'un et l'autre dissous dans peu d'eau. Il paroît d'abord ne se passer aucune action entre ces matières; mais, au bout de vingt-quatre heures, il se forme dans la liqueur des prismes hexaèdres, parfaitement transparens; dont les dimensions varient suivant les quantités de sels employés.

Cette substance, exposée à l'air, perd son eau de cristallisation, devient opaque, et même se réduit en poussière en peu de tems : cela prouve qu'il n'a pas une grande affinité avec l'eau.

Il n'a pas de saveur sensible.

Il se fond aisément au chalumeau, en un globule qui conserve sa transparence après le refroidissement.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique séparent les élémens du phosphate de magnésie, en s'unissant à sa base, et en rendant l'acide phosphorique libre.

Ce sel est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux; il est facile de s'en convaincre, en versant une solution de ces terres dans une solution de ce sel, qui se trouble sur-le-champ, parce que ces phosphates sont beaucoup moins solubles que celui de magnésie.

Dissous dans un acide, il est décomposé par les alcalis caustiques, et en partie par l'ammoniaque; la magnésie décompose complètement le phosphate d'ammoniaque, sur-tout à l'aide d'une chaleur douce.

Le phosphate de magnésie s'unit aisément au phosphate d'ammoniaque, et ils forment ensemble une combinaison triple très-insoluble. M. *Fourcroy* en a fait connoître les propriétés dans un calcul pesant plusieurs hectogrammes, trouvé dans le colon d'un cheval mort de tranchées à l'école vétérinaire d'Alfort.

§. LXXV.

Phosphate de Glucine.

L'acide phosphorique forme avec cette terre un sel insoluble; ce dont on a la preuve, en versant, dans une solution de sulfate de glucine, une solution de phosphate de soude, sans excès d'alcali; il se forme ainsi un précipité abondant, comme mucilagineux, qui n'a pas de saveur sensible, et qui est très-soluble dans un excès d'acide phosphorique, et même dans un acide étranger.

Ce sel est insoluble dans l'eau.

Ce sel est décomposé par l'acide sulfurique, et par les terres et les alcalis, excepté l'alumine, la zircone et la silice.

Il se fond au chalumeau en perle vitreuse, qui reste transparente après le refroidissement.

Ce sel, comme le précédent, est peu connu ; on le prépare en combinant directement l'alumine avec l'acide phosphorique.

§. LXXVI.

Phosphate d'Alumine.

Il se fond au chalumeau en un verre transparent, et sans éprouver de décomposition.

Il est presque insoluble dans l'eau ; mais il le devient abondamment par un excès d'acide.

Il est décomposé par les acides minéraux, et par les terres et les alcalis, excepté la zircone.

§. LXXVII.

Phosphate de Zircone.

On ne connoît encore rien sur la nature de ce sel : on sait seulement que l'acide phosphorique décompose le muriate de zircone, et forme avec sa base, un composé insoluble, qui se précipite en flocons blancs.

§. LXXVIII.

Phosphate de Silice.

Ce sel n'est pas connu ; cependant M. *Fourcroy* a annoncé qu'en unissant de l'acide phosphorique à la silice par la fusion, on obtient un sel, dont il n'a pas encore décrit

les caractères. On peut même, par ce moyen, préparer des pierres précieuses artificielles.

§. LXXIX.

Des Phosphites terreux et alcalins.

Propriétés génériques de ces Sels.

Le caractère dominant des phosphites consiste dans la propriété qu'ils ont d'être décomposés par le calorique; ils perdent une certaine quantité de phosphore et ils passent à l'état de phosphates; cette décomposition est toujours accompagnée d'une lumière phosphorique, plus ou moins brillante, sur-tout lorsqu'on les chauffe au chalumeau, même sur un support incombustible.

Le phosphite d'ammoniaque présente d'autres phénomènes dans sa décomposition, comme nous le verrons à l'article de ce sel.

Ils sont tous décomposés par la chaux.

Les acides sulfurique, muriatique et phosphorique décomposent les phosphites; ils s'emparent des bases en isolant l'acide phosphoreux.

Les acides nitrique et muriatique oxigéné les font passer à l'état de phosphates. Les nitrates et les muriates sur-oxigénés opèrent un effet semblable.

Les phosphites ont aussi la propriété d'être solubles dans l'acide phosphoreux.

Ordre d'affinité de cet acide pour les bases: chaux, barite, strontiane, magnésie, potasse, soude, ammoniaque, glucine, alumine, et zircone.

§. LXXX.

Phosphite de Chaux.

On prépare ce phosphite calcaire en combinant directement la chaux avec l'acide phosphoreux.

Ce sel est insipide et inaltérable à l'air, mais il se dissout dans l'acide phosphoreux, alors on peut l'obtenir cristallisé sous forme d'aiguilles; dans cet état, c'est un vrai sel acidule, il rougit les couleurs bleues végétales; et se dissout dans l'eau. Le phosphite neutre de chaux, selon M. *Fourcroy*, contient 51 de chaux, 34 d'acide phosphoreux et 15 d'eau.

§. LXXXI.

Phosphite de Barite.

On le prépare de la même manière que le précédent; et mieux encore en décomposant un phosphite soluble par la solution de barite.

On distingue deux phosphites de barite, un neutre qui est insipide, peu soluble dans l'eau, incristallisable et inaltérable à l'air, et l'autre acidule qui résulte de la solution du phosphite neutre dans l'acide phosphoreux, qui a de la saveur, qui est soluble et susceptible de former par l'évaporation des cristaux en aiguilles.

Le phosphite neutre de barite est composé de : 51 $\frac{1}{3}$ de barite; 41 $\frac{2}{3}$ d'acide; et 7 d'eau.

§. LXXXII.

Phosphite de Strontiane.

Cette combinaison n'est pas connue.

§. LXXXIII.

Phosphite de Magnésie.

Pour préparer ce sel on décompose le phosphite de soude par le sulfate de magnésie, il se précipite des cristaux soyeux très-brillans.

Ce phosphite est presqu'insipide et peu soluble dans l'eau; à la température de 10 degrés il faut quatorze cent parties de ce liquide.

Il contient 0,20 de magnésie; 0,44 d'acide; et 0,36 d'eau.

§. LXXXIV.

Phosphite de Potasse.

En dissolvant du carbonate de potasse dans de l' cide phosphoreux, et évaporant la dissolution, on obtient par le refroidissement des cristaux de phosphite de potasse.

Ce sel cristallise en prismes droits à quatre faces, terminés par des biseaux. Il a une saveur piquante et salée, peu altérable à l'air, soluble dans trois à quatre parties d'eau à la température de 10 degrés; quand on le chauffe, il décrépite avant de se fondre.

Il est composé de 49 ½ parties de potasse; 39 ½ d'acide; et 11 d'eau.

§. LXXXV.

Phosphite de Soude.

On le prépare comme celui de potasse, et sa cristallisation est très-variée, tantôt ce sont des lames, tantôt des prismes, tantôt des rhomboïdes oblongs, quelquefois les cristaux représentent des barbes de plumes.

Ce sel a une saveur douce et fraîche, est efflorescent; se dissout dans le double de son poids d'eau à la température de 10 degrés, et décompose les sulfates, les nitrates et les muriates de chaux, de barite, de strontiane et de magnésie.

Il est composé de 32 ⅔ parties de soude; 16 ⅓ d'acide; et 60 d'eau.

§. LXXXVI.

Phosphite d'Ammoniaque.

Pour obtenir ce phosphite on combine directement l'ammoniaque avec l'acide phosphoreux, on évapore la liqueur à un feu doux, afin de ne point volatiliser de la base, dans ce cas il faudroit ajouter un peu d'ammoniaque.

Ce sel cristallise en aiguilles, ou en prismes à quatre faces, terminés par des pyramides quadrangulaires, il a une saveur piquante, est déliquescent, et se dissout dans

deux parties d'eau à la température de 10 degrés et en beaucoup plus grande quantité dans l'eau chaude.

Distillé dans une cornue, il se décompose, et l'ammoniaque se dégage en partie à l'état liquide et en partie à l'état de gaz, et il reste dans la cornue de l'acide phosphorique pur. Le gaz ammoniac obtenu dans cette expérience contient un peu de phosphore et brille quand on le mêle au gaz oxigène.

Mais si on le chauffe sur un charbon, il se gonfle en raison de l'eau de cristallisation qui se vaporise, et répand une lumière assez vive, il se dégage ensuite du gaz hydrogène phosphoré qui brûle par le contact de l'air.

Il reste sur le charbon un globule vitreux d'acide phosphorique.

Le phosphite d'ammoniaque est composé de 51 parties d'ammoniaque ; 26 d'acide ; et 23 d'eau.

§. LXXXVII.

Phosphite Ammoniaco-magnésien.

Ce phosphite a été peu examiné. On peut l'obtenir en mêlant des solutions de phosphite d'ammoniaque et de magnésie. Quand les liqueurs sont concentrées le sel se dépose au fond du vase.

Ce phosphite triple, suivant M. *Fourcroy*, est décomposé par les acides forts, la chaux, la barite et la strontiane.

§. LXXXVIII.

Phosphite d'Alumine.

Ce phosphite résulte de la combinaison directe de l'alumine avec l'acide phosphoreux ; il a une consistance gélatineuse, une saveur styptique, soluble dans l'eau, se boursoufle au feu avant de se fondre, et conserve après le volume qu'il avoit auparavant.

Les phosphites de glucine, d'yttria, de zircone et de silice, sont inconnus.

§. LXXXIX.

Fluates terreux et alcalins.

Propriétés génériques de ces sels.

A l'exception du fluate de chaux qui est très-abondant dans diverses parties du globe, et du fluate d'alumine que l'on a découvert depuis peu dans la topaze, combiné avec la soude, par conséquent en sel triple, la nature ne nous offre pas d'autres combinaisons de l'acide fluorique.

La plus grande partie des fluates décrépitent au feu et y deviennent phosphorescens. Ils se fondent et se vitrifient, excepté celui d'ammoniaque qui se décompose immédiatement.

On divise ces sels en solubles et insolubles, les uns

sont insipides, les autres ont une saveur salée, piquante et un peu amère.

Ils sont décomposés à froid par les acides sulfurique, nitrique et muriatique, en dégageant l'acide fluorique à l'état de gaz et sans aucune effervescence.

L'acide phosphorique décompose aussi ces sels, mais à une haute température.

La silice se combine avec les fluates par la voie humide et par la voie sèche, en formant des sels triples, c'est pourquoi, il est indispensable, pour les avoir purs de les préparer dans des vases de plomb et avec des matières qui ne contiennent aucun atôme de silice. Il faut avoir les mêmes précautions quand on extrait l'acide fluorique des sels qui le contiennent.

§. XC.

Fluate de Chaux.

Le fluate de chaux existe en filons, en masse dans la nature, avec les mines de plomb, d'argent, de cobalt, de cuivre, etc.; il en est souvent la gangue.

On en trouve dix variétés de différentes couleurs, bleue, verte, blanche, rouge, etc. Ses couleurs sont dues à la présence et à l'état du fer qui prend différentes couleurs, à proportion des doses d'oxigène qu'il contient. Le plus beau spath fluor, et le plus rare, est le blanc; le vert est le plus commun, et ensuite celui de couleur améthiste. Il n'est ni dense, ni dur, ni susceptible d'un très-beau poli; on y voit presque toujours le tissu lamelleux : il

est aussi mélangé de quartz ; — le blanc est toujours un peu jaunâtre.

On l'a appelé spath fluor, spath vitreux, fluor spathique, spath phosphoreux.

Ces différens fluates ne sont, pour la plus grande partie, qu'une seule et même substance saline ; c'est-à-dire, la combinaison de l'acide fluorique avec la chaux.

On trouve encore le fluate de chaux dans les os fossiles, dans l'ivoire fossile ; *Berzelius* prétend même qu'il existe en petite quantité dans les os frais et dans l'urine.

Ce sel pèse trois fois plus que l'eau distillée : M. *Haüy* a trouvé que le noyau de ce sel est un octaèdre parfait, qui passe au cube par décroissement.

Si l'on réduit ce sel en petits morceaux, et qu'on le chauffe sur une pelle rouge, il répand une lueur phosphorescente violette.

Schèele a fait des recherches à cet égard ; il a démontré que ce sel une fois rougi n'est plus rendu phosphorique par une nouvelle calcination. *Schèele* croyoit aussi que cette phosphorescence étoit due à une combustion ; mais la matière est phosphorscente, même dans le vide ; on ignore la cause de ce phénomène.

Le calorique fond ce sel, mais ne le décompose pas ; il devient une sorte d'émail.

Si on le chauffe brusquement, il décrépite aussi vivement que le muriate de soude.

On peut s'en servir au chalumeau, comme fondant pour les mines.

Ce sel n'éprouve aucune action de la part de l'air.

Il n'est pas soluble dans l'eau ; cependant la nature le dissout, puisqu'elle le cristallise.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le fluate calcaire. On obtient pour résidu des sels à base de chaux ; l'acide que l'on obtient est d'une nature particulière et n'a rien de commun avec les acides employés, comme nous l'avons démontré dans l'examen de l'acide fluorique.

Quand on fait cette décomposition, il faut étendre d'eau les acides, afin que les sels qui se forment trouvent de l'eau pour les dissoudre ; ils s'en emparent vivement. Sans cette précaution, le peu d'eau que l'acide concentré contient, est bientôt absorbé, ce qui empâte le mélange, empêche le point du contact, et peut aller jusqu'à arrêter l'opération.

Le fluate calcaire n'est décomposé par aucune matière alcaline ou terreuse ; mais, si l'on emploie des alcalis à l'état de carbonate, il y aura jeu de doubles affinités ; il se fait une double décomposition.

A cet effet, on fond une partie de spath fluor avec quatre parties de carbonate de potasse ou de soude ; on verse de l'eau sur la masse résultante du mélange, l'eau se charge de tout ce qui est soluble, et il reste au fond un carbonate calcaire. Si l'on fait évaporer la liqueur surnageante jusqu'à siccité, on obtient un fluate de potasse ou de soude ; on peut, avec cette dernière substance, obtenir un sel cristallisé.

§. XCI.

Fluate de Barite.

Si on verse de l'acide fluorique dans une dissolution de

nitrate ou de muriate de barite, on y occasionne un précipité.

Ce précipité traité par l'acide sulfurique, laisse dégager de l'acide fluorique ; ce qui prouve que *Monnet* a eu tort de dire que l'acide sulfurique et l'acide fluorique sont semblables.

On peut encore préparer le fluate de barite, en faisant passer du gaz acide fluorique dans de la barite pure, ou dans le carbonate délayé dans l'eau. Quand la barite est saturée, ou avec un léger excès d'acide, on filtre et l'on fait évaporer la liqueur.

Le fluate de barite est susceptible de cristalliser ; il est soluble dans l'eau.

Ce fluate n'est décomposé que par la chaux et par les alcalis à l'état de carbonate.

§. XCII.

Fluate de Strontiane.

Ce sel n'est pas connu. Si l'on ajoute de l'acide fluorique à une solution de strôntiane dans l'eau, ou dans les acides nitrique ou muriatique, on obtiendra un résultat semblable à celui de barite.

Ce sel est décomposé par la chaux et la barite.

§. XCIII.

Fluate de Potasse

Quand on prépare un fluate alcalin avec de l'acide

fluorique siliceux, on ne parvient jamais à précipiter toute la silice, il en reste une partie en sel triple, qui, cependant, se décompose, si l'on chauffe un peu longtems; alors, la silice se sépare en gelée.

Si, au contraire, on prépare le fluate de potasse avec de l'acide fluorique pur, on l'obtient en lames ductiles, tandis qu'avec l'acide préparé dans des vaisseaux de verre, il est en gelée; c'est ce qui avoit induit en erreur le célèbre *Schèele*, car il ne parvint jamais à l'obtenir cristallisé.

Pour préparer ce sel, on met dans un creuset 130 parties de carbonate de potasse avec 100 parties de fluate de chaux, le tout pulvérisé. On place le creuset au milieu des charbons, et on l'entretient au petit rouge pendant environ une demi-heure; il se forme du fluate de potasse et du carbonate de chaux: il faut avoir l'attention de ne pas trop chauffer, pour éviter de décomposer le carbonate de chaux, car l'acide carbonique se dégage en partie et il se reforme du fluate de chaux; on fait dissoudre et on évapore jusqu'à forte pellicule, on obtient des cristaux sous la forme cubique. Dans cette opération on a toujours un sel avec excès de base; pour l'avoir neutre, il convient de saturer la potasse par l'acide fluorique gazeux ou liquide.

Le feu en dégage l'acide fluorique, et il ne reste que de l'alcali dans le vaisseau; si on ne faisoit pas cette expérience dans un vase de métal, on obtiendroit un sel triple en gelée.

Le fluate de potasse est soluble dans l'eau.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique en chassent l'acide fluorique. On apperçoit promptement des

vapeurs blanches et lourdes, et qui sont siliceuses dès le premier moment, si l'on opère dans des vaisseaux de verre.

Ce fluate est décomposé par la chaux, la barite et la strontiane.

Le muriate calcaire et le sulfate de magnésie, d'après *Schèele*, décomposent aussi ce sel.

§. XCIV.

Fluate de Soude.

Le fluate de soude se prépare de la même manière que le fluate de potasse.

Boullanger, qui a examiné tous les produits de l'acide fluorique, a dit que ce sel cristallise en cubes; *Schèele* a annoncé qu'il ne se cristallise pas. Du reste, il se comporte à-peu-près comme le fluate de potasse, lorsqu'on le met en contact avec le calorique.

Il est décomposé par la chaux, la barite, la strontiane et la potasse. L'acide fluorique quitte la soude pour s'unir à la base qu'on ajoute.

Les carbonates et le muriate de chaux le décomposent aussi.

§. XCV.

Fluate d'Ammoniaque.

On peut préparer ce sel avec le carbonate d'ammoniaque cristallisé, ou bien en saturant l'ammoniaque liquide, par l'acide fluorique.

Ce sel cristallise en petits grains, pourvu que l'acide fluorique soit bien pur ; car, s'il tenoit de la silice, il se formeroit un sel triple, qui n'est plus susceptible de cristalliser, et si l'on évaporoit, même dans des vaisseaux de verre, ce sel triple se formeroit. On dôit observer que, sur la fin de l'opération, il se dégage de l'ammoniaque, en sorte qu'il faut en ajouter pour obtenir le fluate d'ammoniaque, sous une forme régulière : sans cette précaution, la presque totalité de l'ammoniaque se dégageroit.

Ce sel existe toujours avec excès d'acide. Le fluate d'ammoniaque, le plus neutre qu'on puisse obtenir, corrode le verre, et peut-être les cristaux qui se forment, sont-ils un sel triple, fluate ammoniaco-siliceux.

Lorsqu'on distille ce sel dans des vaisseaux clos, avec l'acide sulfurique, il passe de l'acide fluorique pur, et il se forme une croûte épaisse sur l'eau dans le récipient.

Les substances terreuses précédemment examinées, ainsi que les alcalis, décomposent ce sel, l'ammoniaque se dégage.

Si l'on distille du fluate d'ammoniaque avec du carbonate de chaux, on obtient du carbonate d'ammoniaque et du fluate de chaux. Cette décomposition ne peut avoir lieu qu'à l'aide du calorique.

Le muriate et le nitrate calcaire décomposent aussi ce sel. Il y a échange de base.

Schèele dit que ce sel trouble la solution de sulfate de magnésie.

§. XCVI.

Fluate de Magnésie.

La magnésie est dissoute par l'acide fluorique, mais elle se précipite aussitôt avec l'acide, et forme avec la terre, non dissoute, une masse gélatineuse.

Ce sel est soluble par excès d'acide; on ne peut jamais l'obtenir neutre.

Il est décomposé par toutes les bases précédentes.

Lorsqu'on décompose ce fluate par l'ammoniaque, il se forme un sel triple, fluate ammoniaco-magnésien; c'est ce qui arrive pour tous les sels magnésiens, quand on les décompose par l'ammoniaque, et la décomposition de ces sels s'arrête au moment où les doses nécessaires pour la formation du sel triple qui se forme, se sont réciproquement combinées.

§. XCVII.

Fluate de Glucine.

Combinaison inconnue.

§. XCVIII.

Fluate d'Alumine.

M. *Vauquelin* a reçu de Danemarck un minéral blanc, lamelleux, apporté de Groenland; ce chimiste a reconnu

qu'il contenoit du fluate d'alumine, sel qu'on n'avoit point encore trouvé dans la nature. Ce minéral a reçu le nom de *Chryolite.* Le fluate d'alumine existe également dans la topaze.

L'alumine donne, avec l'acide fluorique, une foible dissolution qui ne peut être cristallisée, et qui se met en gelée.

Ce sel est décomposé par toutes les bases.

§. XCIX.

Fluate de Zircone.

On n'a point encore traité cette terre avec l'acide fluorique.

§. C.

Fluate de Silice.

Voyez acide fluorique.

§. CI.

Borates terreux et alcalins.

Propriétés génériques de ces sels.

Excepté une ou deux espèces, les borates sont le produit de l'art.

Ces sels sont fixes au feu, ils se fondent et se vitrifient; le borate d'ammoniaque seul se décompose.

Ils n'éprouvent aucune altération de la part de l'air. Les uns sont solubles dans l'eau et les autres insolubles, mais ils acquièrent tous la solubilité quand ils sont avec excès de base, caractère qui n'appartient à aucun autre genre de sel.

Beaucoup d'oxides métalliques se combinent par la fusion avec les borates, il en résulte des verres de diverses couleurs.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique, phosphorique et fluorique décomposent les borates.

§. CII.

Borate de Chaux.

Pour préparer ce borate, on verse de l'eau de chaux dans une solution d'acide boracique, jusqu'à parfaite saturation : on fait ensuite évaporer la liqueur saline jusqu'à siccité.

Ce sel a peu de saveur ; il est fixe au feu et se vitrifie.

Il est insoluble, ou du moins plus insoluble que la chaux.

A l'aide de la chaleur, il est décomposé par les acides qui en précipitent l'acide boracique.

On doit préférer, pour faire cette expérience, l'acide muriatique, attendu que le muriate de chaux qui se forme, étant soluble, reste en solution dans la liqueur; avantage que l'on n'auroit pas, si l'on employoit l'acide sulfurique, parce que le sulfate de chaux se précipiteroit en même tems.

Il existe, aux environs de Lunebourg, dans des couches

de sulfate de chaux, une substance qui, à cause de sa forme et de sa dureté, reçut le nom de quartz cubique. *Westrumb* a prouvé, par des expériences nombreuses, que cette matière est un sel triple, composé de magnésie, de chaux et d'acide boracique, dans les rapports suivans : acide boracique, 0,660 ; chaux, 0,105 ; magnésie, 0,135 ; le reste en matières étrangères, qui consistoient en un peu de fer, de silice et d'alumine.

La chaux boratée a été encore trouvée par *Klaproth*, dans un fossile d'Arendal, en Norwège, appelé d'*Atholite.*

Les alcalis caustiques sont impuissans pour décomposer le borate magnésio-calcaire natif; ce n'est que par les acides, que *Westrumb* est parvenu à en séparer les élémens, et à en déterminer les proportions.

§. CIII.

Borate de Barite.

La barite se combine avec l'acide boracique.

On prépare ce sel, en versant une solution d'acide boracique dans une solution de barite.

Ce sel est soluble; il est indécomposable par les autres terres et les alcalis : il est cependant encore incertain s'il ne seroit pas décomposé par la chaux.

Il est décomposé par tous les acides même à froid.

Outre les alcalis et les acides, il y a plusieurs sels qui décomposent ce borate ; alors il y a action de double affinité : c'est ce qui arrive, si l'on met en contact du muriate de chaux avec le borate de barite ; il y a échange de base.

§. CIV.

Borate de Strontiane.

Sa préparation est la même que celle du borate de barite. Ses propriétés ont aussi beaucoup d'analogie avec le sel précédent.

L'un et l'autre ne s'est point encore trouvé dans la nature.

§. CV.

Borate de Magnésie.

Ce sel se trouve en cubes transparens dans une carrière de sulfate de chaux au Kalckberg, près Lunebourg. Dans cet état de transparence, il ne contient pas de chaux. M. *Haupt* a découvert que ces cristaux s'électrisoient par la chaleur, et que les angles qui présentoient le plus de facettes, manifestoient l'électricité résineuse.

Pour préparer ce sel, on jette de la magnésie dans une solution d'acide boracique; elle s'y dissout lentement. La liqueur évaporée donne des cristaux grenus, sous forme régulière.

Ce sel a une saveur douce et comme sucrée.

Il est fixe au feu; il se fond et fait un verre transparent, qui devient opaque par refroidissement, mais qui reste clair, si l'acide boracique est en excès.

On ne connoît pas le degré de solubilité de ce sel.

La chaux et la barite décomposent le borate de magnésie; les alcalis produisent le même effet.

Les acides s'emparent de la magnésie, et en séparent l'acide boracique.

Quand on veut préparer du borate magnésien calcaire, on mêle du sulfate de magnésie avec du muriate de chaux, et l'on y ajoute du borate de soude.

§. CVI.

Borate de Potasse.

L'acide boracique s'unit facilement à la potasse.

Ce sel a une saveur légèrement alcaline.

Il se cristallise irrégulièrement en prismes à six faces; deux grandes, deux petites avec pyramides à quatre faces.

Le borate de potasse ne cristallise, comme celui de soude, que lorsqu'il est avec excès de potasse. Quoique sa saveur alcaline, dans les borates de potasse et de soude, soit très-marquée ; et quoiqu'ils colorent en vert les couleurs bleues végétales, et rétablissent les couleurs rougies par les acides, il est certain que l'excès d'alcali n'est point pour cela à nu.

Ce sel vitrifié au feu est plus soluble que celui de soude.

Il est décomposé par la barite et la chaux. Lorsqu'on ajoute une trop grande quantité de chaux, on redissout par excès de chaux ; c'est alors une propriété bien remarquable, que la chaux en excès puisse dissoudre le borate de chaux qui s'est formé : car les sels insolubles sont ordinairement redissous par excès d'acide. C'est donc par excès de base, que cette dissolution a lieu.

§. CVII.

Borate sur-saturé de Soude, ou Borax.

Ce sel existe dans le commerce, sous trois états; 1°. borax brut, tinchal, ou chrysocolle, nom qui lui vient de l'emploi qu'en font les chaudronniers, les bijoutiers, et les orfévres, pour souder les métaux ensemble; 2°. borax de la Chine; 3°. le borax de Hollande, ou borax raffiné. Le borax brut, tinchal, arrive de la Perse et de la Chine en Hollande, en cristaux vert-porreau effleuris par une poudre blanche verdâtre. Le borax est combiné avec une matière grasse, qu'on reconnoît en le jetant sur des charbons; il répand une odeur de graisse.

Pour purifier ce sel, les Hollandais font dissoudre le borax dans l'eau bouillante; ils y mêlent de la chaux, ou de la soude, et on clarifie avec des blancs d'œufs, ou du sang de bœuf: ou bien encore on fait dissoudre le borax, et l'on ajoute un peu de chaux et d'argile qui se combinent avec les matières graisseuses; on chauffe; il résulte un savon calcaire insoluble qui se précipite, et le borate sur-saturé de soude reste dans la liqueur; on décante, et on lave le résidu; on fait évaporer, et l'on obtient par le refroidissement des cristaux, auxquels on fait subir une deuxième, et même une troisième cristallisation. *Margraff* a trouvé du cuivre dans le borax brut et de l'argile; peut-être cela vient-il des vaisseaux où on le prépare. Sa saveur est styptique, urineuse; il verdit le sirop de violette, parce qu'il contient excès de soude.

Sa forme cristalline est un prisme à six pans irréguliers, terminé par des biseaux.

Ce sel se fond aisément au feu; il commence par se gonfler, et prendre un volume considérable; dans cet état, il porte le nom de *borax calciné.* Le borax n'est nullement altéré dans sa composition; il n'a perdu que son eau de cristallisation. Le borax le mieux raffiné retient une matière grasse, aussi noircit-il par la fusion, ce qui prouve que cette substance se carbonise.

Si on continue à le chauffer, il s'affaisse et se fond en un verre transparent, qui effleurit à sa surface. Le borax, ainsi vitrifié, perd au moins les $\frac{5}{4}$ de son volume; on le préfère souvent à l'acide boracique, pour des essais au chalumeau, parce qu'il se fond plus aisément, et qu'il se combine mieux avec les substances terreuses.

L'air n'altère pas ce sel; il s'effleurit cependant à sa surface, en perdant une portion de son eau de cristallisation.

Ce borate est soluble dans l'eau; il faut environ 20 parties d'eau froide pour en dissoudre une de ce sel, et 3 parties d'eau bouillante.

Le borax est un fondant pour la silice, et le verre qui se forme, est alors inaltérable à l'air. Il faut avoir soin de bien diviser la terre, quand on veut la fondre avec le borax.

Quand on soufle au chalumeau une substance terreuse, en poudre très-fine avec du borax, il faut mettre la terre au fond, et le borax par-dessus, afin que le vent ne l'emporte pas; on doit aussi ménager le vent, jusqu'à ce qu'il y ait un commencement d'agglutination; il faut mettre

assez de borax, pour que le verre soit transparent ; car s'il y avoit trop de silice, le verre seroit opaque.

Le borax donne une couleur jaunâtre à la flamme ; c'est un de ses caractères. Il dissout très-bien la silice, et l'on voit que la combinaison est parfaite, quand le globule est brillant.

Les fabricans de pierres précieuses fausses, aiment mieux employer le borax pour fondant, que l'acide boracique ; il se fond mieux, et fait un verre fixe très-brillant, plus beau même que certaines pierres, mais qui n'a ni leur densité, ni leur dureté, ni leur poids.

L'alumine, en se combinant avec le borax, fait une effervescence très-rapide ; cela est dû apparemment à un peu d'air, ou d'acide carbonique qui s'y trouve.

La barite et la chaux décomposent ce sel. Si l'on emploie de la chaux vive, on opère une décomposition complète.

Le borax fait reconnoître la présence des matières métalliques, par la manière dont son verre se colore.

Le borax du commerce est avec excès de soude, et *Bergmann* a vu que, pour l'amener à l'état de sel neutre, il absorbe moitié de son poids d'acide boracique ; ce borate neutre n'est pas aussi soluble que le borax du commerce.

La potasse décompose le borate de soude, mais l'ammoniaque ne l'altère en aucune manière ; car sa dissolution, par une évaporation spontanée, laisse échapper l'ammoniaque, et ne conserve à la fin que de l'acide boracique.

Tous les acides, excepté l'acide carbonique, décomposent le borax à froid. *Voyez* Acide boracique. Mais, à

l'aide d'une forte chaleur, l'acide boracique décompose à son tour presque tous les sels dont les acides sont moins fixes que lui.

Kirwan a donné de ce sel les proportions suivantes : acide boracique, 34 ; soude, 17 ; eau, 47.

§. CVIII.

Borate d'Ammoniaque.

Pour obtenir ce sel, on dissout de l'acide boracique bien pur dans de l'ammoniaque, jusqu'à ce que la saturation soit complète ; on étend ensuite cette dissolution dans un peu d'eau, et l'on fait évaporer au bain de sable environ moitié de la liqueur ; elle a fourni à M. *Fourcroy*, qui le premier a fait cette expérience, une couche de cristaux réunis, dont la surface offroit des pyramides : j'ai obtenu aussi ce sel en lames feuilletées.

Ce sel a une saveur piquante et urineuse ; il verdit le sirop de violette ; il perd peu-à-peu sa forme cristalline et devient d'une couleur brune par le contact de l'air ; il paroît assez soluble dans l'eau.

Il est décomposé par la barite, la chaux, la potasse et la soude.

Il diffère des autres borates, en ce que l'ammoniaque se volatilise, tandis que l'acide reste pur.

§. CIX.

Borate de Glucine.

Inconnu.

§. CX.

Borate d'Alumine.

Inconnu.

§. CXI.

Borate de Zircone.

Inconnu.

§. CXII.

Borate de Silice par la fusion.

On n'a point encore examiné la nature de ce sel.

§. CXIII.

Carbonates.

Caractères génériques.

La plus grande partie de ces sels existe dans la nature.
Tous les carbonates se décomposent par l'action du calorique, l'acide se dégage sous forme de gaz. On doit cependant excepter les carbonates de barite et d'ammoniaque, en raison de l'affinité intime de leurs élémens qui leur donne la tendance à l'élasticité. Ces deux forces l'emportent sur l'énergie du calorique.

Exposés à l'air, ils éprouvent peu d'altération; quelques-uns s'y effleurissent.

On les divise en solubles et insolubles. Cependant on parvient à les rendre solubles dans un excès d'acide.

Le carbone réduit en poudre et mêlé avec les carbonates de barite, de strontiane, de chaux, de potasse et de soude, et exposé à une haute température les décompose entièrement, il se dégage du gaz oxide de carbone.

Le phosphore décompose aussi ces carbonates à une température élevée, il en résulte des phosphates.

Avec le soufre, la décomposition a de même lieu, et il se forme des sulfures.

Tous les acides décomposent les carbonates avec effervescence, d'où résultent des sels selon l'espèce d'acide employé. Dans ces sortes de décompositions, il y a toujours dégagement de calorique.

Procédés pour obtenir les carbonates.

Quand on veut obtenir les différens carbonates, voic l'appareil et la manière d'opérer.

Dans une grande bouteille à deux tubulures, on met un acide foible, très-étendu d'eau; à l'une de ces tubulures on adapte un long tube, ou conduit conique, dont la partie retrécie est en-dedans, et la base en-dehors; ce tube est destiné à introduire de la craie délayée.

On peut se procurer ce conduit conique en prenant un matras que l'on coupe perpendiculairement à son col que l'on effile à la lampe à son extrémité; on choisit et on prépare le matras, en sorte que sa partie évasée ait sep

à huit centimètres de diamètre, et sa partie effilée qui est dans le flacon, environ deux millimètres; il faut que le col ait assez de hauteur pour qu'à l'aide du liquide, délayant le carbonate, on comprime le gaz avec une force supérieure aux pressions exercées sur lui dans les autres parties de l'appareil : on bouche ce conduit à volonté, à l'aide d'un piston que l'on fait en prenant un tube solide de verre sur l'une des extrémités duquel on applique du verre fondu à la lampe, afin d'avoir des inégalités, et l'on entoure cette extrémité de filasse ou de linge.

A la deuxième tubulure, on adapte un tube recourbé, dont l'ouverture a environ dix à douze centimètres; on fait plonger la deuxième branche de ce tube dans une bouteille semblable à la première, dans laquelle on met une solution de potasse; on peut ajouter successivement une série de bouteilles, dans lesquelles on met des solutions, soit alcalines, soit terreuses; quant aux terres qui ne sont pas susceptibles de se dissoudre dans l'eau, on les délaie seulement.

L'appareil ainsi disposé, on lute toutes les jointures, ensuite on soulève la tige ou siphon, et l'on introduit peu-à-peu la craie délayée, qui tombant sur l'acide, se décompose, et perd son acide carbonique, qui est obligé de traverser les solutions, et en les traversant, le gaz acide les sature. Lorsque les liqueurs sont entièrement saturées on les filtre, et on les fait évaporer pour obtenir des carbonates cristallisés.

On peut encore les obtenir par les carbonates alcalins, en prenant ces substances telles qu'elles se trouvent dans le commerce; et après les avoir dissoutes dans l'eau, on les sature avec l'acide carbonique, et on les fait cristalliser.

plusieurs fois de suite. Ces sels cristallisés se dissolvent dans l'eau en produisant du froid.

M. *Welter* a imaginé un autre appareil, dont je vais donner la description.

Le but de cet appareil est d'entretenir un contact continuel de gaz acide carbonique avec l'alcali, et de proportionner le dégagement du gaz à sa fixation.

La figure première présente l'appareil complet : il est composé des quatre parties distinctes *A*, *B*, *C*, *D*, qui servent, savoir :

La première *A* au dégagement, ou à la production du gaz acide carbonique, et d'où il se répand dans l'appareil ;

La seconde *B*, à réunir toutes les parties de l'appareil ;

La troisième *C*, de réservoir pour le gaz acide carbonique : la fonction principale de cette partie est de fournir le gaz à l'alcali à mesure que celui-ci l'absorbe ;

Et la quatrième *D*, à contenir l'alcali que l'on veut saturer en contact avec l'acide carbonique.

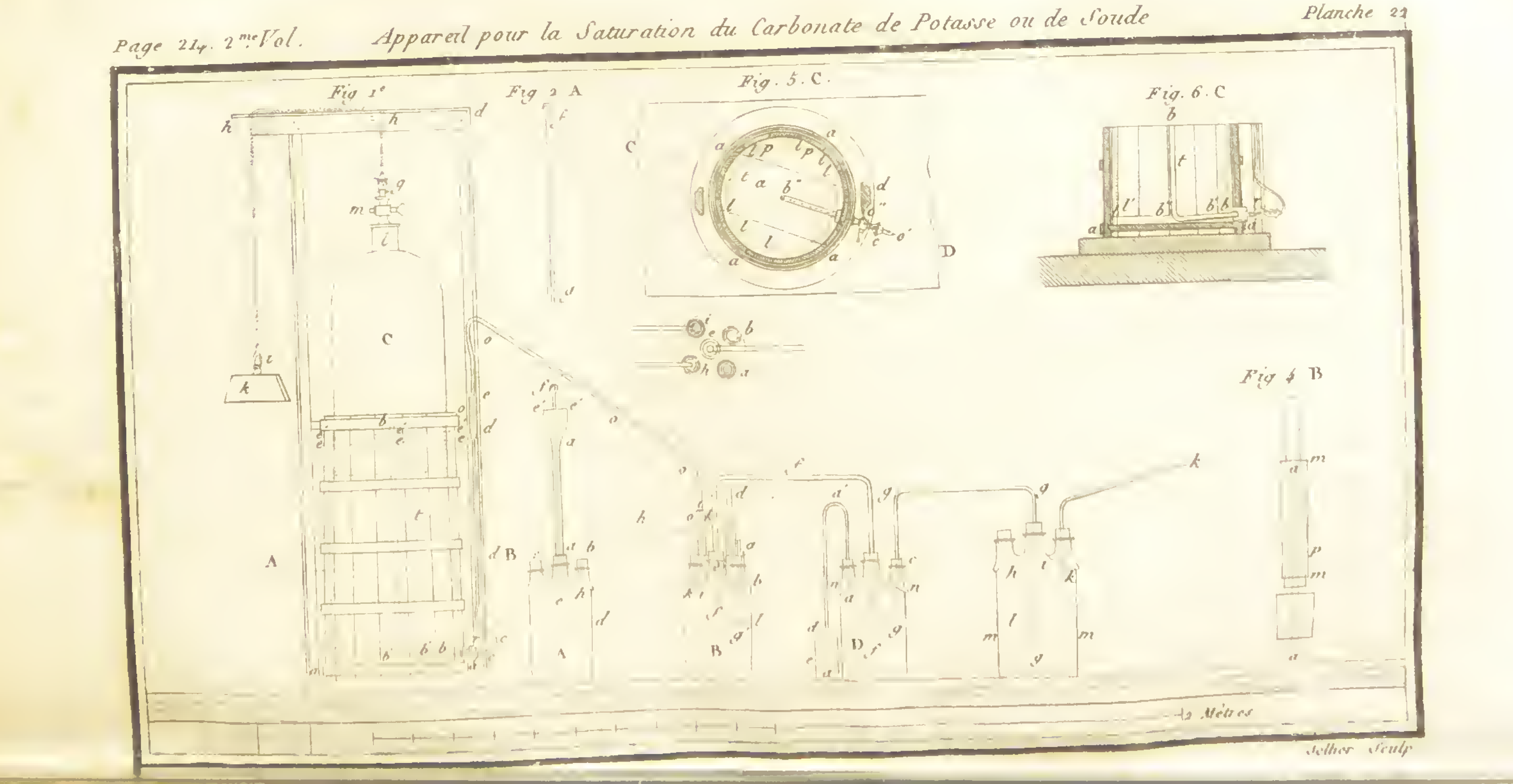
Chacune de ces parties demande un examen particulier ; on va les décrire dans l'ordre présenté.

Partie A, flacon à deux tubulures, *a*, *b*, (la troisième *c*, n'est pas nécessaire.)

Ce flacon contient de l'acide sulfurique, étendu de quatre parties d'eau, jusqu'à la hauteur *d*.

La tubulure *a* reçoit un tube *e' e' e* dont la partie supérieure *e'e'* est évasée comme la base d'un entonnoir, et dont la partie inférieure *e* qui traverse le bouchon de la tubulure, et qui entre dans le flacon, est tellement tirée à la lampe, que la portion du tube qui est dans le bouchon,

Page 214. 2me Vol. Appareil pour la Saturation du Carbonate de Potasse ou de Soude Planche 22



a pour diamètre intérieur celui de l'extrémité *g* de la tige *f* représentée figure 2 *A*, et que l'orifice *e* qui se trouve dans le flacon, n'a au plus que deux millimètres de diamètre. (On peut faire ce tube *e'e'e* avec un petit matras à long col : on enlève le fond en laissant à-peu-près la moitié de la panse du matras, ce qui forme la partie *e'e'* du tube ; le col en donne la partie *a a* et l'extrémité du col ramollie et tirée à la lampe d'après les dimensions indiquées, donne l'extrémité *e*.) Dans le tube *e'e' e* entre une tige de verre *f* représentée fig. 2 *A*. Cette tige est garnie de filasse à son extrémité *g*; introduite dans le tube *e'e' e*, elle sert de piston, bouchant hermétiquement la partie retrécie du tube qui se trouve dans le bouchon, et ne permettant à la liqueur qui remplit le tube, de s'introduire dans le flacon *A* que lorsque *g* élevé en *a* se trouve dans la partie non retrécie du tube.

La tubulure *b* contient un tube *hhh* doublement recourbé et faisant communiquer le flacon *A* avec celui *B*.

Partie B. Flacon à cinq tubulures *a*, *b*, *e*, *i*, *h*, dont le plan est représenté fig. 3 *B*.

Ce flacon contient de l'eau jusqu'à la hauteur *l*.

La tubulure *h* reçoit le tube *hhh* venant du flacon *A*.

La tubulure *b* contient un tube droit *gg*, dont l'extrémité *g''* plonge dans l'eau à la profondeur d'un ou de deux centimètres ; il sert à indiquer la pression exercée dans l'appareil par le gaz acide carbonique.

La tubulure *a* contient un tube droit *a a* qui permet de faire communiquer à volonté l'intérieur du flacon *B* avec l'atmosphère, au moyen d'un ensemble de tubes dessiné dans la fig. *B* 4. On y voit le tube *a' a* garni de deux bouchons *m* et *n* : le bouchon *m* entre dans un

tube *mm* entourant le tube *a'a*; dans l'intervalle de ces deux tubes, et sur le bouchon *m*, on met une hauteur *r* de 12 à 15 millimètres de mercure; on recouvre ensuite le tube *aa* d'un troisième tube *d* fermé par le haut, et qui, plongeant dans le mercure en *p m*, interrompt le contact de l'atmosphère avec l'orifice *a'* du tube *a'a* et conséquemment bouche le flacon *B*, lorsque le bouchon *n* est placé dans la tubulure *a*.

La tubulure *i* contient un tube *i i* composé comme le précédent *a'a*, mais dont le tube intermédiaire *ooo*, doublement recourbé, établit une communication entre le flacon *B* et le réservoir *C*.

La dernière tubulure *f* contient un tube *fff* doublement recourbé, établissant la communication entre les flacons *B* et *D*.

Partie C. Cette partie est composée d'un tonneau *t*, ayant latéralement un trou *b* pratiqué un peu au-dessus de son fond *a a*.

Dans le trou latéral *b*, entre un bouchon percé recevant dans l'orifice qui se trouve au-dedans du tonneau, un tube *b b b''b* courbé à angle droit, dont la portion *b'* doit être courbée de manière que la courbure *b''* touche le fond *a a* du tonneau, ce qui donne au tube *b b* plus de solidité. Dans l'orifice du bouchon qui se trouve en-dehors du tonneau, est vissé un robinet de cuivre *r*, dont la partie *c* reçoit un tube *cc'c''c* courbé en *c'* pour s'élever verticalement, et de *c'* en *c''* pour s'accoler en *dd'* contre le chassis *dd*. Ce tube, à la hauteur *d*, se trouve composé comme celui *a'a* décrit fig. 4 *B*; il reçoit alors le tube *ooo* qui le fait communiquer avec *B*.

Les pièces qui correspondent au trou *B* du tonneau

sont lutées, dans l'intérieur, avec du mastic de graveur, et à l'extérieur avec du lut gras.

Dans le tonneau *t*, contenant de l'eau jusqu'à la hauteur *e e e*, entre une cloche *c* à boîte en robinet de cuivre *l* et *m* : cette cloche est suspendue en *g'* par une corde qui passe sur les poulies *hh*, et qui supporte en *i* un poids *k* un peu moins pesant que la cloche lorsqu'elle se trouve entièrement noyée dans l'eau du tonneau.

Quand la cloche *C* est enfoncée totalement dans le tonneau, elle doit reposer sur deux morceaux de bois d'environ deux ou trois centimètres d'épaisseur, garnissant les deux portions *l l l* de la circonférence intérieure du fond *a a* du tonneau (*Voyez* la fig. 5 *C*, qui représente le plan du tonneau, et la fig. 6 *C*, qui en représente la coupe verticale jusqu'en *A B*); en sorte que la base *l'l'l'* de la cloche ne touche point le tube *b*.

Partie D. Flacon à trois tubulures, *a*, *b*, *c*.

La tubulure *a* reçoit un tube *aa'a* allant dans un petit flacon *d* contenant de l'eau jusqu'en *e*.

La tubulure *b* reçoit le tube *fff'* venant du flacon *B*; ce tube doit avoir à-peu-près deux centimètres de diamètre à son orifice *f'*.

La tubulure *c* contient un siphon *gg'*, communiquant avec le flacon *l*, et dont la branche *g'* doit être plus longue que celle *g*.

Le flacon *l* a trois tubulures *h*, *i*, *k*.

Il reçoit dans la tubulure *i* le siphon *gg'*; dans celle *k* un tube *bb* à une seule courbure; la tubulure *n* reste libre : on la bouche.

Après la formation de l'appareil, par la réunion des quatre parties que l'on vient de décrire, chacune d'elles

demande, avant que l'on puisse faire l'opération, une préparation particulière.

Il faut remplir le tube *e'e'e* de la partie *A*, de carbonate de chaux délayé.

Par la tubulure *h* du flacon *l* (partie *D*), on remplit d'alcali le flacon *l*; on bouche la tubulure *h* avec son bouchon, et, souflant par le tube *k*, on force l'alcali à remplir le siphon *g'g'*, et à entrer dans le flacon *D*: l'air contenu dans ce flacon s'échappe par le tube *aa'a*, et traverse l'eau du petit flacon *d*. La liqueur se met à-peu-près de niveau dans les flacons *D* et *l*, et l'extrémité du tube *fff'*, qui réunit les flacons *B* et *D*, plonge dans l'alcali.

Passant ensuite à la partie *c*, on ouvre le robinet *m* de la cloche, et l'on tient fermé celui *r* du tonneau. Par l'excédant du poids de la cloche *k*, elle s'enfonce dans le tonneau, et se remplit d'eau, laissant échapper en *g'* l'air qu'elle contenoit.

Lorsque, totalement enfoncée dans le tonneau, la cloche repose sur les segmens de cercle *l*, *l*, *l*, l'orifice du tube supérieur *b* se trouve dans la boîte de cuivre *l*: il faut que le niveau d'eau, qui par l'enfoncement de la cloche, a pu s'élever de *e* en *e'* ait, au-dessus de lui, la hauteur *b e'* du tube *b* égale au moins à deux centimètres, afin que ce tube ne puisse pas se boucher par l'eau, ce qui empêcheroit le gaz de parvenir dans la cloche *c*.

Lorsque la cloche est pleine d'eau, on ferme son robinet *h* et l'on ouvre le robinet *r* du tonneau.

L'appareil ainsi disposé, on soulève la tige *f* (partie *A*) et l'on introduit peu-à-peu du carbonate de chaux, qui, tombant sur l'acide sulfurique, se décompose et perd son

acide carbonique; celui-ci, mis à l'état de gaz par le fait de la décomposition, arrive, par le tube *h*, *h*, *h*, dans le flacon *B*. On lève le tube *d*, qui bouche celui *a' a* de ce flacon, afin de laisser sortir l'air atmosphérique contenu dans les flacons *A* et *B*; lorsqu'il est sorti, on ferme la tubulure *a* du flacon *B* en remettant le tube *d* : alors le gaz acide carbonique qui pase dans *B*, éprouvant moins de résistance pour arriver dans la cloche, par les tubes *i i* et *o o o*, pour aller dans la partie *D*, par le tube *f f f'* qui plonge dans l'alcali, soulève et remplit la cloche *C*.

La cloche pleine, on cesse d'introduire du carbonate de chaux dans le flacon *A*, et l'on remplit le flacon *D* d'alcali en soufflant par le tube *K* du flacon *l*. Les niveaux de la liqueur alcaline sont à la hauteur *n* dans le flacon *D* et $m < n$ dans le flacon *l*; et la liqueur tendant à se mettre en équilibre, à cause du siphon *g' g'*, le niveau *n* s'abaisse et produit un vide dans le flacon *D*.

Le gaz acide carbonique est alors attiré et tend à entrer dans le flacon *D* par le tube *f f f'*; en même tems, l'eau du petit flacon *d* (partie *D*) s'élève dans le tube *a a' a*; mais la hauteur de ce tube est telle que le gaz acide carbonique peut entrer dans le flacon *D*, avant que l'eau soit en *a'* dans le tube *aa'a*.

Les deux niveaux *n* et *m* se mettant en équilibre dans les flacons *D* et *l*, et le gaz acide carbonique qui occupe la partie supérieure du flacon *D* se combinant avec la potasse, il se forme un vide rempli continuellement par de nouveau gaz.

Lorsque la cloche ne contient plus, ou presque plus de gaz acide carbonique, on la remplit par un nouveau dégagement.

Comme le gaz acide carbonique se trouve mêlé d'un peu d'air atmosphérique, cet air, qui n'est pas absorbé par la potasse, s'accumule dans le flacon *D*, et pourroit arrêter l'opération : on l'en chasse en soufflant par le tube *b* du flacon *l* et en remplissant d'alcali le flacon *D*.

§. CXIV.

Carbonate de Barite.

On connoît depuis quelques années le carbonate de barite natif. C'est le docteur *Witering*, qui le premier l'a trouvé dans les mines de Moor-Alston en Angleterre, ce qui lui avoit fait donner le nom de *Witherite*. On trouve aussi ce sel en masses cellulaires cariées auprès de Neuberg dans la Haute Styrie, et à Schlengenberg en Sibérie.

Cette substance, extrêmement compacte et demi-transparente, a la couleur de la corne; elle offre un tissu fibreux, et se divise en lames peu régulières, selon la direction de ses fibres; la cassure transversale a un coup-d'œil gras, et offre une forme concave et convexe, comme les substances siliceuses; à l'extérieur, les fibres qui composent son tissu, se trouvent quelquefois de longueur inégale, et présentent divers faisceaux, séparés par de petits intervalles, qui lui donnent une apparence cellulaire; mais cet accident ne lui est point essentiel.

Le carbonate de barite natif de Strontian, est sous la forme d'un prisme à six pans terminés par des pyramides hexaèdres, adossés horisontalement au spath calcaire.

La pesanteur spécifique de ces différens carbonates de barite est très-forte; elle est de 4,29.

Ce sel n'a pas de saveur, ni d'odeur, soumis à l'action du chalumeau il fond, mais ne laisse pas dégager d'acide carbonique, comme les autres carbonates; c'est un sel neutre, insoluble; mais qui, comme le carbonate de chaux, est soluble dans une eau chargée d'acide carbonique.

On forme artificiellement le carbonate de barite, car le natif est assez rare. Pour cela on verse dans une dissolution d'un sel baritique, du carbonate d'ammoniaque liquide, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On décante et on lave le précipité, ou bien d'après un procédé de M. Buchoz, on fait rougir pendant une heure et demie un mélange de 16 onces de sulfate de barite, 2 onces de charbon et 4 onces de muriate de soude, on lessive la masse restante dans le creuset par l'eau, et on précipite la liqueur filtrée par le carbonate de soude, ou de potasse. Il paroît que le muriate de soude, n'agit que mécaniquement en favorisant la fusion.

Le carbonate de barite natif diffère beaucoup du carbonate de barite artificiel; le premier ne perd pas un atôme de son acide par son exposition au grand feu, au lieu que le second en perd une petite partie. Priestley a fait voir que l'acide carbonique s'en dégageoit quand on y faisoit passer un courant de vapeur d'eau.

Mêlé avec le charbon, et traité à un grand feu, pendant deux heures, dans un creuset brasqué, le carbonate de barite se décompose, il se dégage du gaz oxide de carbone, et la barite reste pure.

La limaille de fer qu'on fait rougir avec lui, décompose l'acide carbonique du carbonate, il se dégage du gaz oxide de carbone, et il reste du fer oxidé avec la barite pure. Plusieurs autres métaux produisent le même effet.

Si on met du carbonate natif avec l'artificiel, le tout en poudre et chauffé ensemble, le mélange prend une couleur verte interne, qui dure quelques mois et finit par disparoître.

Tous les acides minéraux décomposent ce sel.

Proportions de ce sel naturel, suivant MM. Desormes et Clément: barite 0,78; acide carbonique sec 0,22.

§. CXV.

Carbonate de Strontiane.

Le carbonate de strontiane se rencontre à Strontian, en Ecosse dans une montagne de gneiss.

Ce sel est d'un vert clair, il s'en trouve aussi de transparent et sans couleur; il est strié et quelquefois sous forme cristalline régulière. Sa pesanteur spécifique est de 3,675. Ce carbonate est conséquemment plus léger que le carbonate de barite.

Le carbonate de strontiane retient assez fortement le gaz acide carbonique; mais avec des précautions, et en continuant le feu, on peut en séparer jusqu'à cinq ou six parties de gaz acide carbonique, sur cent de carbonate de strontiane, sans que le creuset soit attaqué : il faut cependant avoir l'attention de ne pas donner un feu trop fort, car alors cette terre attaqueroit le creuset, et fourniroit un verre couleur de chrysolite; chauffé au chalumeau il se gonfle, semble végéter, et les extrémités des filamens qui se forment, se fondent un peu; la flamme du chalumeau est d'un rouge purpurin.

Si l'on ajoute à cent parties de carbonate de strontiane,

dix parties de charbon en poudre, et que l'on fasse avec un peu de colle d'amidon, une pâte solide, on parvient à décomposer ce sel. A cet effet, on met cette pâte dans un creuset, dans lequel on a mis un peu de charbon en poudre, nouvellement calciné; on pose la pâte sur le charbon, on recouvre le tout de poudre de charbon, on adapte aussi au creuset un couvercle, et on lute avec un peu de terre. Le creuset ainsi disposé, on l'expose à un feu très-fort, pendant une bonne heure : ce tems suffit pour dégager le gaz acide carbonique. Le creuset étant refroidi, on l'ouvre, et on y trouve la petite boule parfaitement conservée, ne pesant que 72 parties.

Si l'on fait dissoudre ensuite la matière restante dans l'eau distillée, on obtient la strontiane cristallisée.

Pour obtenir le carbonate de strontiane factice, on expose à l'air une solution de cette terre dans l'eau, il se forme une pellicule blanche qui n'est que la combinaison de la strontiane avec le gaz acide carbonique qu'elle a puisé de l'atmosphère. Ce carbonate peut aussi se préparer d'après les procédés indiqués au carbonate de barite.

Les acides minéraux décomposent le carbonate de strontiane.

Ce carbonate n'est ni vomitif, ni mortel, tandis que les carbonates de barite natif ou artificiel le sont, ce qui indique une très-grande différence entre ces carbonates.

Proportions d'après l'analyse de *Pelletier* : strontiane, 62; acide carbonique, 30; eau, 8. Le carbonate de strontiane naturel, contient d'après Klaproth : strontiane, 0,695; acide carbonique, 0,300; eau, 0,005.

§. CXVI.

Carbonate de Chaux.

Il y a une foule de substances composées de carbonate calcaire, tels sont la craie, les spaths, les marbres, les coquilles, les concrétions, etc. Tous ces sels sont modifiés dans le tissu, la transparence, le grain : ces variations viennent de la vîtesse ou de la lenteur de la combinaison, des événemens subséquens, de la température, etc. Ces matières sont ordinairement colorées par des substances métalliques, telles que le fer, le manganèse, etc.

Le spath d'Islande, le carbonate calcaire le plus pur et le plus transparent que la nature nous offre, a la propriété de nous présenter les objets que nous voyons à travers en une double image, appelée *réfraction double.*

La craie, improprement appelée blanc d'Espagne, se prépare en France, à Marly, au bas de Meudon, au Cavereau, etc. *Voyez* mon Mémoire sur la manière de préparer le blanc de craie, etc. *Annales de chimie*, *tome XXVI.*

C'est sur le spath calcaire le plus transparent, ou sur le marbre blanc que l'on doit faire les expériences qui établissent les propriétés de ce sel terreux. La pesanteur spécifique de tout carbonate de chaux naturel, est toujours au-dessus de 3,000.

Exposé à l'action du feu, il perd son acide et son eau de cristallisation.

A cet effet, on prend du spath calcaire ou du marbre réduit en poudre; on l'introduit dans une cornue de porcelaine, de terre, ou mieux dans un tube de verre bien luté;

on peut encore se servir d'un canon de fusil que l'on fait passer à travers un fourneau. Quand on se sert d'un canon de fusil, il ne faut pas être surpris si l'on obtient un peu de gaz hydrogène. Ce gaz est produit par l'action de l'eau contenue dans le sel terreux par le fer. On adapte à son extrémité inférieure un tube de sûreté recourbé, qui va plonger sous une cloche. On chauffe ensuite le tube, et l'on obtient sous la cloche du gaz acide carbonique : il reste dans le tube ou dans la cornue de la chaux vive, substance qui ne fait plus effervescence avec les acides.

Si l'on chauffe brusquement du spath calcaire transparent, il décrépite et perd sa transparence.

Le procédé que l'on emploie pour la fabrication de la chaux, est établi sur le principe que nous venons d'indiquer dans les expériences précédentes ; on cherche toujours à enlever aux matières calcaires leur acide.

On se sert plus communément, pour obtenir la chaux, d'une espèce de pierre calcaire dure, que l'on nomme pierre à chaux. On arrange ces pierres dans une espèce de four ou de tourelle, de manière qu'elles forment une voûte. On allume sous cette voûte un feu de fagots, que l'on continue jusqu'à ce qu'il s'élève une flamme vive, sans fumée, à environ trois mètres au-dessus du four, et jusqu'à ce que les pierres soient d'une grande blancheur.

Il faut prendre garde de donner trop de feu, car la surface des pierres se vitrifie, sur-tout lorsqu'elles contiennent de la silice et de l'alumine : dans ce cas, la chaux est insoluble; c'est ce qu'on appelle *chaux brulée.*

Si l'acide n'a pas été tout dégagé, la chaux est encore insoluble : ce qui se rencontre souvent dans la chaux du

commerce. On y trouve aussi des morceaux trop cuits, ou pas assez cuits.

L'oxide de fer que contient la pierre, est aussi très-propre à exciter la fusion : aussi faut-il pour les pierres ochreuses, chauffer modérément et plus longtems.

Les oxides de fer et de manganèse rendent la chaux meilleure, l'oxide de manganèse sur-tout. Souvent une pierre à chaux est blanche à la carrière; exposée à l'air elle noircit; elle devient même d'un beau noir velouté. C'est l'oxigène de l'atmosphère qui développe l'oxide de fer ou de manganèse, qui étoit d'abord en état d'oxide blanc : l'eau favorise singulièrement le développement de cette oxidation.

Cette décomposition du carbonate de chaux par la chaleur, éprouve quelques modifications par les nouvelles expériences de M. Hall de Londres. Ce physicien a comprimé fortement le carbonate de chaux en poudre dans un canon de fusil, dont une extrémité étoit fermée, la partie vide étoit remplie d'un métal fusible; dans d'autres expériences le carbonate a été enveloppé dans des feuilles de platine; après une forte chaleur, l'acide carbonique ne s'étoit pas dégagé, et le carbonate présentoit une fracture cristalline, étoit demi-transparent et ressembloit en quelque sorte au marbre. Ces expériences ont été constatées d'une manière très-simple, par M. Bucholz, il a comprimé fortement de la craie pure dans un creuset qu'il a fait rougir brusquement, la matière étoit en partie fondue, et ne laissoit dégager qu'une petite partie d'acide carbonique. Il en tire la conséquence que pour faire la chaux vive, il ne faut pas pousser fortement le feu au commencement de la calcination, pour éviter une légère fusion, qui peut avoir lieu sans être occasionnée par d'autres terres.

Le carbonate calcaire n'est point altérable à l'air.

Ce sel n'est pas soluble dans l'eau pure, mais il est soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. C'est ainsi que la nature dissout des masses calcaires, que les eaux charient et déposent ensuite.

Lorsque, par leur exposition à l'air, les eaux perdent l'acide qui favorisoit la solution de la substance calcaire, il se forme des dépôts, de là les stalactites, et les incrustations qui se forment dans les fontaines, etc., et même les couches de roches calcaires feuilletées, qui ont sans doute été tenues en dissolution.

Si ces eaux ont perdu très-vîte l'acide qui favorisoit la dissolution, il y a un précipité irrégulier; de là les pierres calcaires, tendres, cellulaires, peut-être même les tufs en éponge : mais si l'évaporation de l'acide a été lente, de là la cristallisation, les marbres, stalactites, etc.

Le phosphore décompose ce sel à chaud en décomposant l'acide carbonique lui-même. Il se forme de l'acide phosphorique qui se porte alors sur la chaux, et le carbone est mis à nu en poussière noire qu'on peut séparer en disolvant le phosphate de chaux dans l'acide nitrique.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, décomposent le carbonate calcaire; ils en dégagent l'acide carbonique avec effervescence; les alcalis, excepté l'ammoniaque, précipitent la chaux de ces dissolutions.

L'acide fluorique décompose aussi le carbonate calcaire, ainsi que l'acide boracique; mais ce dernier ne se décompose qu'à une élévation de température.

Le carbonate calcaire aide la vitrification de quelques substances pierreuses et terreuses; avec la terre silicée,

il la fait entrer en fusion : il faut ordinairement un tiers ou un quart de silice.

Lorsque ce sel est mêlé par la nature avec une terre argileuse, cette matière mixte porte le nom de *marne.*

La barite décompose le carbonate calcaire, mais à l'aide du calorique.

Le muriate d'ammoniaque n'a aucune action sur le carbonate à froid, mais à l'aide du calorique la décomposition a lieu; il en résulte d'une part, du muriate de chaux, et de l'autre, du carbonate d'ammoniaque, que l'on appeloit autrefois, *sel volatil d'Angleterre*, *alcali volatil concret.* Voyez pour sa préparation, *carbonate d'ammoniaque.*

D'après les expériences de M. *Cruisckank* le carbonate de chaux est décomposé par le zinc métallique. Il se dégage beaucoup de gaz oxide de carbone et une partie de zinc se trouve oxidée.

Suivant *Bergmann*, 100 parties de ce sel sont formées de : chaux, 55; acide carbonique, 34; eau, 11.

§. CXVII.

Carbonate de Potasse.

Quand on veut combiner la potasse, et en général les alcalis, avec l'acide carbonique, on se sert de l'appareil décrit au commencement de ce chapitre; mais il faut toujours disposer l'appareil de manière que les surfaces puissent se renouveler.

M. *Berthollet* a indiqué un autre procédé pour préparer le carbonate de potasse. Il consiste à distiller, avec

une dissolution de cet alcali non saturé, du carbonate d'ammoniaque solide, auquel la potasse enlève l'acide carbonique : de sorte qu'elle se cristallise dans la cornue, tandis que l'ammoniaque se dégage en gaz ou en liqueur caustique.

L'acide carbonique, quoique foible, neutralise les matières alcalines, et forme des sels ; cependant les alcalis conservent avec lui la propriété de verdir encore certaines couleurs bleues végétales, et gardent un peu de saveur alcaline. Ainsi l'acide carbonique n'a pas la propriété tant saturante à l'égard des alcalis que les autres acides.

Il n'y a pas longtems que l'on connoît le carbonate de potasse dans cet état de pureté : on le croyoit autrefois déliquescent ; on l'appeloit alcali du tartre, parce qu'on le retiroit de l'incinération du tartre du vin : quand il étoit humecté par l'air, on l'appeloit *huile de tartre par défaillance.* Cette propriété ne dépendoit que de ce que le sel fixe de tartre n'étoit pas saturé d'acide carbonique.

Comme on est maintenant parvenu à préparer ce sel de toute pièce, en combinant directement le gaz acide carbonique avec la potasse, on a reconnu la possibilité d'obtenir un sel dont les propriétés sont toutes différentes de celui dont nous venons de parler. On lui a donné le nom de carbonate de potassse neutre, pour le distinguer des autres alcalis non saturés qui existent dans le commerce.

Le carbonate de potasse neutre n'est plus caustique ; il est seulement salé, laissant une légère saveur urineuse.

Ce sel est très-altérable au feu. Exposé au calorique,

il perd les $\frac{52}{100}$ de son poids, et ce qui reste est de la potasse caustique.

Si on le distille dans une cornue, on en retire l'eau de cristallisation, et son acide dans l'état aériforme. La potasse reste au fond de la cornue, retenant toujours un peu d'acide carbonique, qu'il est très-difficile de lui enlever.

Ce sel est inaltérable à l'air. S'il est en contact avec l'air sec, il se couvre bientôt d'une légère poussière blanche, qui annonce qu'il est efflorescent.

Quand on dissout de la potasse du commerce dans de l'eau, elle commence par en absorber une certaine quantité qu'elle solidifie, puis la potasse se dissout dans l'excès d'eau qu'on ajoute.

En général, lorsqu'un sel absorbe de l'eau et qu'il la solidifie, il doit naturellement se dégager du calorique, qui constituoit la liquidité de l'eau. C'est le contraire, lorsqu'il produit du froid.

L'absorption de l'eau par la potasse est véritablement une combinaison, en vertu de l'affinité qui s'exerce; ce qui est très-différent d'une simple extension par dissolution dans un liquide; voilà pourquoi il se dégage une chaleur qui devient sensible

Si l'on met, au contraire, un sel bien cristallisé dans l'eau, il y a constamment production de froid, car, dans ce cas, il n'y a pas d'eau à solidifier, c'est un solide qui passe à la liquidité.

Mais, si l'on emploie un sel desséché, il exerce d'abord la force d'affinité qu'il a avec l'eau, il la prend, s'en empare, et en dégage le calorique : ensuite, lorsqu'il est

saturé d'eau solidifiée, il rentre dans la classe des sels cristallisés.

Il ne faut que six parties d'eau froide pour dissoudre une de ce sel : on obtient par l'évaporation et le refroidissement, des cristaux sous diverses formes ; la plus commune est le prisme carré, ou lames avec des sommets dièdres triangulaires, en sorte que la face répond à un des angles solides du prisme.

Lorsqu'on le jette dans l'eau chaude une partie du sel se décompose, en laissant dégager du gaz acide carbonique.

Le carbonate de potasse est décomposé par tous les acides, soit concentrés, soit étendus d'eau.

L'acide boracique ne décompose pas à froid le carbonate de potasse, mais en élevant la température, la décomposition a lieu.

Ce sel peut servir, comme la potasse, de fondant aux terres vitrifiables, attendu que le calorique le décompose en lui enlevant l'acide carbonique.

Si l'on prend une partie de silice et trois de carbonate de potasse, et que l'on fasse du tout une pâte, on obtiendra un verre, soit au chalumeau, soit fondu dans un creuset.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel. Si l'on verse une solution de ces substances terreuses dans une solution de carbonate de potasse, il se forme sur-le-champ un précipité ; l'acide carbonique se porte sur la substance terreuse pour former un sel insoluble, tandis que la potasse reste en solution dans la liqueur. On prépare ainsi, par cette décomposition, la *pierre à cautère* ou *potasse caustique.*

Tous les sels calcaires, strontianiques, baritiques; magnésiens, alumineux, donnent par l'addition du carbonate de potasse, des précipités abondans, qui sont des carbonates insolubles.

Quand on verse une solution de carbonate de potasse dans une solution de nitrate ou de muriate de barite, on obtient un carbonate de barite, et la liqueur surnageante retient le nitrate ou le muriate de potasse. C'est ainsi qu'on prépare le carbonate de barite artificiel.

Les sels magnésiens ne donnent pas ordinairement le précipité à froid, lorsqu'on les mêle avec le carbonate de potasse; mais si l'on fait bouillir le mélange, on l'obtient : le même effet a lieu, si on expose le mélange à l'air, il se forme un carbonate de magnésie, que l'on peut même obtenir cristallisé. Cela donne d'excellens moyens de séparer la chaux, la barite, et l'alumine de la magnésie; car, en versant dans une solution de ces substances terreuses, du carbonate de potasse, on précipite d'abord la chaux en l'enlevant au sulfate, nitrate, etc., si elle se trouve combinée avec ces acides dans une liqueur qu'on a analysée; si l'on chauffe ensuite la liqueur, on obtient la magnésie provenant d'une double attraction.

Les sels ammoniacaux le décomposent à l'aide de la chaleur.

Pour être sûr de la pureté de ce sel, il faut que les précipités occasionnés par les nitrates de bariteet d'argent soient entièrement solubles dans l'acide nitrique.

Le carbonate de potasse contient, d'après *Bergmann*, sur cent parties : potasse, 48; acide carbonique, 20;

eau, 32 ; suivant *Pelletier* : potasse, 30 ; acide carbonique, 43 ; eaux, 17.

Le carbonate de potasse est employé en médecine, dans les verreries, dans les teintures, etc.

§. CXVIII.

Carbonate de Soude.

On appeloit autrefois ce sel, *natrum*, ou *natron*, *alcali minéral*, *sel de soude*, *méphyte de soude*, *craie de soude*, etc.

Dans les arts, on retire la soude de l'incinération des plantes marines ; c'est ce qui forme le carbonate de soude du commerce.

On le trouve dans beaucoup d'eaux minérales, ce sont les eaux acidules alcalines ; le Nil en laisse après ses débordemens ; les sources jaillissantes du mont Hecla, en Islande, ainsi que dans les différens lacs du Mexique et de Teneriffe. Ce sel se trouve en efflorescence sur le sol aride de certaines plaines des pays chauds, sur les murailles et autres lieux humides des villes voisines de la mer. M. *Berthollet* soupçonne d'après ses observations en Egypte, qu'il provient d'une décomposition du muriate de soude par le carbonate de chaux.

Le plus ordinairement, la soude se retire des plantes marines par la combustion ; c'est la *barille* d'Espagne qui fournit la plus belle soude.

Quand on veut obtenir ce sel parfaitement pur et bien cristallisé, on peut opérer comme pour le carbonate de potasse.

Outre l'extraction du carbonate de soude des cendres des plantes maritimes, on le fabrique encore en grand en le retirant des sels qui le contiennent. M. *Chaptal* l'a obtenu en laissant macérer 400 parties de litharge avec 100 parties de sel marin dissous dans 400 parties d'eau ; la soude obtenue n'étoit pas très-pure, et M. *Chaptal* n'avoit pas trouvé un grand avantage à ce procédé, s'il n'avoit tiré parti du muriate de plomb restant dont il préparoit par la fusion une couleur jaune. MM. *Carny* et *Guyton* ont proposé de se servir de la chaux vive délayée pour décomposer le muriate de soude. La soude effleurit au bout de quelques jours à la surface, et on l'enlève.

Le procédé qui présente le plus d'avantage, est celui de MM. *Leblanc* et *Dizé*. Ils mêlent et broient 1000 parties de sulfate de soude avec 550 de charbon et 1000 de craie de Meudon lavée. On porte le mélange dans un fourneau de réverbère chauffé au rouge et on entretient la chaleur jusqu'à ce que la pâte présente un grain bien uni, on la retire du four et on la porte dans un magasin un peu humide, on lessive ensuite et l'on fait cristalliser.

M. *Alban*, directeur de la fabrique de Javelle opère la fabrication de la soude à-peu-près de la même manière, mais il y ajoute des rognures de fer.

Ce sel a une légère saveur alcaline; il est plus neutre que le carbonate de potasse ; cependant il verdit les couleurs bleues végétales. Ses cristaux sont des octaèdres rhomboïdaux, dont les pyramides sont tronquées très-près de leurs bases.

Il perd au feu les soixante-huit centièmes de son poids. Si l'on continue le feu, il perd son acide

carbonique, et devient caustique; car, à mesure que l'acide se dégage, celui qui reste est plus enveloppé, plus retenu par la soude; ce qui oblige à donner sur la fin un fort coup de feu.

Ce sel s'effleurit à l'air, et les cristaux de carbonate de soude se réduisent en farine; c'est que ce carbonate a moins d'affinité avec l'eau que l'air. L'air chaud et sec de l'été agit vivement sur lui; cependant l'air ne lui enlève que la moitié environ du poids de l'eau qu'il contient, et c'est à remarquer; car pour lui ôter plus d'eau, il faut plus que l'action de l'air sec, il faut l'action du calorique.

Le carbonate de soude produit du froid dans sa solution dans l'eau. Il est aussi plus soluble que celui de potasse; 3 à 4 parties d'eau froide suffisent pour en dissoudre une; il se cristallise par le refroidissement, mais l'évaporation lente fournit des cristaux beaucoup plus réguliers.

Le carbonate de soude bien saturé et desséché est décomposé par le phosphore. On peut voir les détails de cette expérience à l'article de l'acide carbonique.

On opère encore cette décomposition en se servant d'un autre appareil, dont voici la description : *Voyez la planche.*

A, *B*, *C*, tube de verre, de quatre à cinq millimètres de diamètre, portant une boule en *A*, comme celle d'un thermomètre. On courbe le tube en *B*, pour éviter que le carbonate de soude, venant à fondre, ne puisse couler; on courbe aussi légèrement la partie *A*, pour que le phosphore fondu ne coule pas. Il faut avoir soin d'enduire le tube d'un lut terreux, pour le garantir de

la violence du feu. On adapte au tube un tube de sûreté *D*, qui va plonger sous une cloche, à l'appareil au mercure.

Les choses ainsi préparées, on introduit dans le tube *A*, *B*, *C*, du phosphore en *A*, et du carbonate de soude, desséché en *B* : on place le tube *A*, *B*, *C*, dans un fourneau, de manière que l'extrémité supérieure et celle inférieure dépassent le fourneau. Lorsque l'appareil est monté, on chauffe la partie *B* du tube jusqu'à ce qu'il soit légèrement rouge ; c'est à cette époque que l'on doit augmenter la température du phosphore. A cet effet, on passe une lumière sous la boule *A*, le phosphore se fond et brûle, et l'on obtient sous la cloche, du gaz hydrogène phosphoré. Il reste dans la partie *B* du phosphate de soude mêlé avec le charbon.

Ce sel facilite beaucoup plus la fusion des terres que le carbonate de potasse ; il fait aussi un verre beaucoup moins altérable.

Si l'on verse dans une solution de carbonate de soude, une solution soit de barite, soit de strontiane, soit de chaux, on obtient sur-le-champ un précipité, l'acide carbonique s'empare de ces substances terreuses, et forme avec elles un sel insoluble ; la soude reste en solution dans la liqueur. La potasse décompose aussi ce sel. Tous les acides en dégagent l'acide carbonique avec effervescence.

Rien n'est plus aisé à décomposer que les carbonates alcalins ; cela vient sans doute de ce que l'acide carbonique a une extrême affinité avec le calorique, et cette affinité agit dans presque toutes les expériences.

Le carbonate de soude décompose les sels calcaires, baritiques, magnésiens, alumineux et strontianiques.

Quand on décompose un sel magnésien par le carbonate de soude, il faut faire chauffer la liqueur; sans cela, il resteroit dans la solution assez d'acide carbonique pour tenir en solution du carbonate de magnésie; cet excès d'acide est chassé par le calorique.

D'après l'analyse de *Bergmann*, que M. *Fourcroy* a vérifiée, ce sel est composé de : soude, 20; acide carbonique, 16; eau, 64.

Le carbonate de soude peut être employé comme le carbonate de potasse; il est d'un usage beaucoup plus multiplié pour les manufactures de verrerie, de savon, dans les lessives, la teinture, en médecine, etc.

§. CXX.

Carbonate de Magnésie.

Beaucoup d'eaux minérales contiennent le carbonate de magnésie en solution; on l'a trouvé natif en masses blanches dans le département du Pô. Il n'y est pas pur, toujours uni à d'autres terres.

Il a une plus grande solubilité que la chaux dans les eaux acidulées, celles qui existent avec excès d'acide carbonique.

Ce sel portoit autrefois différens noms : on l'appeloit *magnésie douce ou blanche*, *poudre du comte de Palme*, *poudre de Sentinelli*, *poudre laxative polycreste par Valentini*, *magnésie blanche du nitre*, *magnésie de sel commun*, parce qu'on la retiroit de l'eau-mère de ce dernier sel. *Black* est le premier qui ait fait connoître ce sel.

Pour obtenir le carbonate de magnésie, on délaie une quantité quelconque de potasse carbonatée dans le double de son poids d'eau froide : on la laisse exposée à l'air pendant quelques mois, si le tems le permet, pour qu'elle absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère, et pour que la terre qu'il contient se précipite : on la filtre, on dissout une quantité de sulfate de magnésie, égale à celle de la potasse, dans quatre ou cinq fois son poids d'eau : on filtre cette solution, et on y ajoute de nouvelle eau, à-peu-près quinze fois le poids du sel. On fait chauffer cette liqueur, et lorsqu'elle bout, on y verse la solution alcaline. Le précipité de magnésie se forme, on agite bien le mélange, et on le filtre au papier. On lave le précipité resté sur le filtre avec de l'eau bouillante, pour enlever le sulfate de potasse qui peut y être mêlé. Quand la magnésie est bien égouttée, on l'enlève de dessus le filtre, on l'étend en couches minces sur des papiers que l'on porte à l'étuve. Lorsqu'elle est desséchée, elle offre des morceaux blancs qui s'écrasent sous le doigt en une poudre extrêmement fine, et adhérente à la peau.

Si la potasse est trop saturée d'acide carbonique, une grande partie du carbonate de magnésie reste dissoute dans l'acide carbonique, il faut alors faire bouillir quelque tems la liqueur, l'acide carbonique se volatilise, et il se précipite du carbonate de magnésie.

On peut obtenir ce sel cristallisé; quelquefois ce sont de petits cubes, d'autres fois de petites aiguilles très-fines, qui présentent à la loupe des prismes à 6 ou 8 pans.

Quand on veut obtenir le carbonate de magnésie très-léger, on fait sécher les dépôts très-lentement par petits morceaux à l'ombre; c'est le dessèchement lent qui favorise la suspension des molécules, qui fait que les petits blocs conservent leur légèreté.

Sa saveur est douceâtre, fade; il a une action marquée dans les intestins, puisqu'il est purgatif.

Exposé au feu dans un creuset, ce sel perd l'eau et l'acide qui lui sont unis, et la magnésie reste pure: on l'appelle dans cet état *magnésie caustique*, quoiqu'elle ne le soit nullement; on peut en prendre un, deux, et même trois hectogrammes sans danger.

Lorsque le carbonate de magnésie est bien calciné, il ne fait plus d'effervescence avec les acides.

La médecine se sert avantageusement de la magnésie calcinée pour absorber les acides qui se développent dans l'estomac.

Le carbonate de magnésie n'éprouve point d'altération bien remarquable de la part de l'air; cependant il se pelotonne dans l'air humide, et il paroît attirer légèrement ce liquide.

L'eau ne dissout qu'une infiniment petite quantité de ce sel, mais il est beaucoup plus soluble par excès d'acide carbonique. Si l'on chauffe une dissolution de magnésie avec surabondance d'acide carbonique, elle se trouble.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique décomposent le carbonate de magnésie: ils s'unissent à la magnésie, avec laquelle ils ont plus d'affinité que n'en a l'acide carbonique, et ils dégagent ce dernier acide sous la forme gazeuse, ce qui constitue l'effervescence.

La barite, la strontiane et la chaux décomposent ce sel : en versant une dissolution de ces terres dans du carbonate de magnésie, on obtient un précipité assez notable, quelque petite que soit la quantité de ce sel neutre tenue en dissolution dans l'eau.

La potasse et la soude produisent le même phénomène.

L'ammoniaque se comporte différemment ; lorsqu'on l'ajoute à une dissolution de carbonate de magnésie, par l'acide carbonique, elle en sépare le sel effervescent.

Les sels neutres calcaires sont décomposés par la magnésie effervescente ; c'est en vertu des affinités doubles, que s'opère cette décomposition.

Suivant M. *Fourcroy*, ce sel saturé contient : magnésie, 25 ; acide carbonique, 50 ; eau, 25. Celui non saturé offre les proportions suivantes : magnésie, 40 ; acide carbonique, 48 ; eau, 12. Ce sel est employé en médecine.

§. CXXI.

Carbonate d'Ammoniaque.

On croyoit autrefois que le carbonate d'ammoniaque étoit l'ammoniaque pure.

On l'appeloit *alcali volatil concret*, sel *volatil d'ammoniaque*, et on donnoit à ce sel une grande affinité avec la chaux dans les anciennes tables ; c'étoit une erreur ; on sait maintenant que cela n'étoit dû qu'à la présence de l'acide carbonique, que l'on n'y soupçonnoit pas, et

les effets qu'il produisoit étoient attribués à l'ammoniaque.

La préparation la plus généralement adoptée consiste dans le procédé suivant.

On fait cette opération en distillant dans une cornue de grès un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque purifié et d'une partie et demie de craie lavée et séchée, le tout réduit en poudre et bien mêlé. On adapte à la cornue une alonge et un ballon d'une grande capacité, et on lute bien toutes les jointures, ayant soin cependant de laisser une petite ouverture. On donne le feu par degrés jusqu'à faire rougir le fond de la cornue ; il faut avoir soin de refroidir les récipiens avec des linges mouillés.

Le carbonate de chaux est décomposé par la chaleur, l'acide muriatique se porte sur la chaux, et l'acide carbonique sur l'ammoniaque ; le carbonate d'ammoniaque se volatilise sous la forme de vapeurs blanches, qui viennent se condenser dans le récipient, il s'y trouve cristallisé en pyramides très-applaties, l'ouverture ménagée au ballon, sert à évaluer l'excès des vapeurs qui ne se condensent pas. On trouve un peu de liqueur dans le ballon ; cette liqueur contient du carbonate d'ammoniaque, mais elle peut cristalliser parce que le carbonate d'ammoniaque se volatilise en même tems que l'eau s'évapore.

Il arrive quelquefois que l'alonge se bouche, alors on la chauffe pour faire passer les vapeurs dans le ballon.

Si le muriate d'ammoniaque contient de la suie, il en résulte une huile par la distillation qui, dissoute

dans la liqueur permet de la faire cristalliser ; on obtient alors des rhomboïdes.

Nous avons dans cette expérience une nouvelle preuve que la différence de température change les affinités ; car le carbonate d'ammoniaque décompose à froid le muriate de chaux, ce qui démontre une anomalie; à chaud le contraire arrive : le calorique tend à détacher l'acide carbonique de la chaux, et l'ammoniaque de l'acide muriatique ; dès lors, il n'est pas étonnant que l'équilibre des affinités divellentes et quiescentes soit renversé de ce qu'il étoit à froid et qu'il change ainsi totalement à chaud.

Il reste dans la cornue, après l'opération, un muriate avec excès de chaux.

On peut encore obtenir le carbonate d'ammoniaque par différens procédés, 1°. en agitant cet alcali dans une cuve en fermentation ; 2°. en faisant passer de l'acide carbonique dans de l'ammoniaque ; 3°. en remplissant des flacons de gaz acide carbonique, et en versant quelques gouttes d'ammoniaque liquide, bien pure et bien concentrée, bientôt on apperçoit des cristaux aux parois du vase ; 4°. en combinant directement, au-dessus du mercure, le gaz acide carbonique et le gaz ammoniacal. Ces deux gaz se pénètrent tout-à-coup, il s'excite beaucoup de chaleur, et il se forme un sel concret sur les parois de la cloche où l'on a fait le mélange.

La saveur de ce sel est un peu urineuse et alcaline. Il verdit la teinture de violettes.

Il est très-volatil, et la moindre chaleur le sublime en entier. D'abord, il se fond par son eau de cris-

tallisation; ensuite, il se dessèche; enfin, il disparoît en vapeurs.

Il s'humecte légèrement à l'air, sur-tout lorsqu'il n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Le carbonate d'ammoniaque n'est pas décomposé par le phosphore : cela vient de la volatilité du sel qu'on ne peut pas chauffer convenablement.

Ce sel est très-soluble dans l'eau ; il produit du froid dans cette dissolution. 3 parties ½ d'eau froide en dissolvent plus d'une de carbonate ammoniacal : l'eau chaude en dissout plus que son poids.

Pour obtenir ce sel cristallisé, il y a des précautions à prendre ; car, comme il est plus volatil que l'eau, si l'on évaporoit la liqueur, il se volatiliseroit. Il faut donc, pour réussir, dissoudre le carbonate d'ammoniaque dans l'eau chaude, à trente degrés : on verse ensuite la liqueur dans un flacon qu'on bouche promptement : alors, comme il est moins soluble à froid qu'à chaud, il se cristallise par refroidissement en octaèdres ; dans cet état, il paroît être plus saturé d'acide carbonique, il a alors beaucoup moins d'odeur.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique et fluorique ont plus d'affinité avec l'ammoniaque que n'en a l'acide carbonique. Lorsqu'on verse un de ces acides sur le carbonate ammoniacal, il se produit une vive effervescence, due au dégagement de l'acide carbonique.

L'acide boracique ne décompose pas à froid ce carbonate ; mais, lorsque la solution d'acide boracique est chaude, il se produit une effervescence très-sensible.

Cette expérience prouve que la chaleur modifie ou change les lois des attractions.

Ce carbonate est décomposé par la barite, la strontiane et la chaux.

Si l'on mêle à du carbonate d'ammoniaque de la chaux en poudre, sur-le-champ l'odeur ammoniacale se dégage; en ajoutant quelques gouttes d'eau, on favorise le dégagement.

Quand on verse de l'eau de chaux dans une solution de carbonate d'ammoniaque, il se fait sur-le-champ un précipité, et l'ammoniaque se volatilise.

Avec la magnésie, il n'y a qu'un léger précipité, parce que le mélange retient à froid assez d'excès d'acide carbonique pour tenir le carbonate de magnésie formé en dissolution; mais, si l'on chauffe la liqueur, cet excès d'acide se dégage, et le précipité se forme.

La potasse et la soude décomposent le carbonate ammoniacal, comme le font la chaux, la barite et la strontiane, en séparant l'ammoniaque pure, et en s'unissant à son acide. Les sels baritiques, strontianites et calcaires solubles décomposent sur-le-champ le carbonate d'ammoniaque.

Ce sel est composé, suivant *Bergmann*, de: acide carbonique, 45; ammoniaque, 43; eau, 12.

Ce sel est employé en médecine; on le mêle quelquefois avec des matières aromatiques, ou des huiles volatiles; c'est ainsi qu'on prépare les flacons de sel volatil aromatique nommé autrefois *sel d'Angleterre*.

§. CXXII.

Carbonate de Glucine.

L'acide carbonique s'unit aussi à la glucine, même immédiatement ; car lorsqu'on fait dessécher à l'air cette terre précipitée de ses dissolutions par un alcali caustique, il se produit une effervescence en la dissolvant ensuite dans les autres acides.

Le carbonate de glucine est blanc, insipide, insoluble, très-léger ; quelque sec qu'il soit, il n'est jamais très-pulvérulent ; il est toujours mat, pelotonné, gras et doux sous les doigts. Il contient environ le quart de son poids d'acide carbonique, qu'il perd très-facilement par la chaleur ; il ne paroît pas sensiblement soluble dans l'acide carbonique, comme le sont les carbonates de chaux et de magnésie. Il est décomposé par tous les acides et les alcalis

§. CXXIII.

Carbonate d'Alumine.

Le carbonate d'alumine est encore très-peu connu, et il ne paroît pas que l'acide carbonique ait une grande tendance à s'unir à l'alumine. On prépare ce sel en précipitant la solution d'alun par le carbonate de potasse.

En calcinant le carbonate d'alumine, on obtient l'alumine.

§. CXXIV.

Carbonate de Zircone.

La connoissance de ce sel est due à M. *Vauquelin.* Ce chimiste a vu qu'en décomposant une solution de muriate de zircone par une solution d'un carbonate alcalin quelconque, la terre se précipitoit sans qu'il y eût d'effervescence, ce qui lui a prouvé que l'acide carbonique s'unissoit à la zircone à mesure que l'alcali se combinoit avec l'acide muriatique.

On peut, en outre, s'assurer de la présence de l'acide carbonique, en chauffant le précipité dans des vaisseaux fermés; on obtient du gaz acide carbonique.

Le même effet a lieu lorsqu'on décompose le carbonate de zircone par les acides muriatique et nitrique.

D'après M. *Vauquelin*, 100 parties de ce sel contiennent 55,5 de zircone, et 44,5 d'eau et d'acide.

M. *Vauquelin* a aussi reconnu, que le carbonate de zircone se combinoit très-facilement et devenoit très-soluble avec les carbonates alcalins. Il forme alors des sels triples; M. *Fourcroy* en a énoncé trois espèces: 1°. un carbonate de potasse et de zircone; 2°. un carbonate de soude et de zircone; 3°. un carbonate d'ammoniaque et de zircone.

Tous ces sels ne sont pas encore assez connus pour les décrire.

CHAPITRE II.

Ve. CLASSE. — *Propriétés chimiques observées dans les Métaux.*

§. Ier.

Division de la Chimie minérale.

La Chimie minérale se divise naturellement en trois branches :

1°. Histoire naturelle des minéraux ;

2°. Opérations chimiques et minéralogiques des minéraux ;

3°. Application aux arts, des procédés et des produits de ces opérations.

On peut présenter l'histoire naturelle des minéraux en sept articles principaux :

1°. Contemplation du globe, et de son organisation en masse ;

2°. Classification des corps qui les composent à la profondeur connue ;

3°. Leur manière d'être, position ou gissement ;

4°. Caractères sensibles et extérieurs auxquels on les reconnoît ; leurs qualités physiques et les lois d'après lesquelles ils forment des solides réguliers ;

5°. Causes connues ou probables de leur formation ;

6°. Leur altération plus ou moins ancienne, ou passage ;

7°. Leurs propriétés dans l'état aetuel.

§. II.

Contemplation du Globe et son organisation en masse.

Dans l'étude du globe on doit eonsidérer en même tems la forme, la masse, et les différentes altérations arrivées à des périodes plus ou moins éloignées.

La terre est, comme on sait, un sphéroïde applati vers les pôles. Son diamètre à l'équateur est de $\frac{1}{300}$ plus eonsidérable qu'au pôle.

On a tout lieu de croire que le eentre de gravité de sa masse est le même que celui de sa figure, du moins qu'il en diffère assez peu, et que ses variations sont assez insensibles pour qu'on puisse les négliger dans les ealeuls soit physiques soit astronomiques. Un physieien a prétendu que le mouvement d'un grain de sable produisoit un déplacement dans le centre de gravité. On sent tout ce qu'il y a de vrai et d'absurde en même tems dans cette assertion.

La pesanteur du globe avoit été estimée, jusqu'à ce dernier tems, 4 $\frac{1}{2}$; celle d'une masse d'eau d'un égal volume étant 1. Des expériences de *Cavendich* ont démontré l'inexaetitude de eette estimation, et en out fait substituer une sur la vérité de laquelle on peut se reposer. Il est parti de l'observation assez aneienne de la déviation du pendule auprès des hautes montagnes. Il a placé une très-longue

aiguille, terminée par une boule, dans une cage de verre, afin d'intercepter tous les mouvemens étrangers à celui qu'il vouloit produire, et il a présenté, à différentes distances, et dans différentes situations, des masses de plomb à cette aiguille; il a calculé ses déviations, et en a déduit que la pesanteur spécifique de la terre étoit de 5 $\frac{5}{6}$. Ce calcul nouveau est plus important qu'on pourroit le penser, parce qu'il infirme considérablement les systêmes des géologues qui placent dans les entrailles de la terre, soit un feu austral, soit d'immenses excavations.

Que l'œil de l'homme soit supposé placé à une certaine distance, au-dessus de la surface du globe, il le verra composé d'une immense étendue de matière solide et opaque que nous appelons terre, et dont l'ensemble constitue les continens, et d'un autre espace plus immense encore, d'une matière fluide et transparente, que nous appelons mer. S'il porte plus particulièrement sa vue sur cette dernière, il la verra semée de points que nous avons appelés îles. Sur la première il verra des rivières plus ou moins considérables, descendant des montagnes plus ou moins élevées. Sur ces montagnes il verra les deux états extrêmes de la matière, de la glace et des fluides élastiques, états dus en apparence à la même cause, qui est l'élévation au-dessus de la surface du globe; mais ce n'est, comme la physique le démontre, qu'une cause qui ne sert qu'à mettre les corps dans la dépendance des causes assez différentes pour produire ces effets extrêmes. Au pied de ces montagnes il verra des lacs, des fontaines.

La profondeur moyenne des mers est à-peu-près de 390 mètres. Les eaux, quels qu'aient été les bouleversemens du globe, n'ont donc pu couvrir sa surface qu'à la hauteur

de 195 mètres; ce qui devient inportant pour combattre les systêmes qui leur attribuent la formation des montagnes.

Les montagnes ne nous paroissent pas formées toutes en même tems; elles portent écrits à leur surface, ou au moins dans leur intérieur, les rapports des périodes qui ont opéré leur formation : nous en distinguons de trois ou quatre ordres. Les primitives, secondaires, ternaires, etc. Ce n'est pas seulement dans ces anciennes archives de la terre, que nous lisons cette existence successive des montagnes; la nature nous en a donné, de nos jours, des preuves incontestables, dans la formation spontanée d'îles et de montagnes sorties du fond de la mer, et de cette montagne formée il y a quelque tems en Italie, par l'éruption d'un volcan.

Voilà à-peu-près l'ensemble que présente le globe à sa surface : quant à l'intérieur, les faits nous manquent absolument, et à peine avons-nous effleuré la première couche, encore l'avons-nous trouvée formée en grande partie de substances qui frappent nos regards à l'extérieur. Nous n'avons pas même pénétré jusqu'au noyau d'une montagne granitique, pour y découvrir le secret de sa formation, la direction de leurs couches, etc. M. *de Saussure* avoit eu l'intention d'entreprendre cet important travail, mais il en a été détourné par plusieurs obstacles.

M. *Humboldt* a observé que les couches des montagnes primitives, ne suivoient aucune direction que leur avoient supposée différens géologues; mais qu'elles conservoient, depuis les montagnes du nord de l'Asie, jusqu'aux extrémités de l'Apennin, un parallélisme surprenant.

Parmi les différens systêmes imaginés pour expliquer la formation du globe, il faut distinguer celui du professeur

Pallas. Il commence par observer que la géologie, née dans ce siècle, présente une carrière qui ne sera probablement épuisée que dans quelques centaines d'années; il discute ensuite toutes les hypothèses destinées à mettre en ordre l'histoire des élémens du globe, lue jusqu'à présent d'une manière imparfaite dans les archives de sa surface; il montre l'inefficacité de chacun d'eux pour expliquer les différens phénomènes de la nature; presque tous ont été combinés par leurs auteurs, pour expliquer les phénomènes qui les avaient frappés davantage. *Pallas* n'auroit rien fait s'il se fût contenté de détruire sans édifier, ou si en élevant un système à la place de ceux qu'il renversoit, il fût tombé dans les mêmes inconvéniens qu'il leur reprochoit. Il présente donc une hypothèse, mais qu'il ne donne pas comme démontrée. Il laisse une place pour les pierres d'attente qui seront préparées par les observations successives des géologues; il se fonde sur les observations suivantes.

1°. Toutes les grandes masses des montagnes sont formées de granits qui ne sont ni par couches, ni par filons, ni par congestion régulière; on y remarque bien des fissures, mais elles se rencontrent rarement, ce qui prouve qu'elles ne leur sont point essentielles.

2°. Le granit se trouve dans toutes les parties du globe, même sur les montagnes calcaires, dans les marais, etc. il n'est que peu altérable à l'air; il n'est point formé d'une substance homogène, mais composé de quartz, de mica, de feld-spath, dont les grains sont assez distincts; ce qui détruit à-peu-près le système de Buffon, qui veut que la terre soit le produit d'une vitrification causée par un feu dont l'activité eût dû la réduire à une masse homogène.

3°. Que la chaîne des montagnes granitiques est toujours

côtoyée par une bande de montagnes schisteuses; que ce ne sont pas les schistes qui nous fournissent des ardoises, mais des substances beaucoup plus dures, composées cependant en partie d'alumine, tels par exemple que les *silex*, le *porphyre*. Ces substances contiennent à la vérité quelques corps organisés, mais en très-petit nombre, et situés de manière qu'il est à-peu-près démontré qu'ils y ont été apportés, non dès leur formation, mais par des accidens postérieurs. Ce sont ces montagnes qui sont généralement le réservoir des mines.

4°. Ces montagnes schisteuses sont elles-mêmes côtoyées par des montagnes calcaires qu'on distingue en deux classes; montagnes calcaires de première formation, et montagnes calcaires de seconde formation. Les premières sont beaucoup plus dures, contiennent peu de corps organisés; ce sont en général les marbres. Ces montagnes renferment dans leur sein les albâtres, des cavernes dans lesquelles on trouve les stalactites, stalagmites et autres concrétions pierreuses formées par le cours des eaux, et colorées par différens oxides métalliques.

5°. La quatrième classe des montagnes comprend les montagnes schisteuses de seconde formation, qu'il faut placer entre ces deux classes de montagnes calcaires, celle qui contient des ardoises, etc. *Pallas* les regarde comme le produit de la putréfaction des corps marins et des substances combustibles. Il a raisonné en cela comme géologue, mais le chimiste répugne à adopter son idée, à cause des pyrites qui y sont abondamment répandues.

6°. Les substances calcaires de la seconde formation contiennent abondamment les substances organisées qui s'y sont infailliblement introduites par des fissures.

D'après ces observations, *Pallas* montre que chaque hypothèse en particulier est insuffisante pour expliquer tous les phénomènes, mais qu'en les supposant modifiées et leurs résultats réunis, les différens accidens de la nature recevront une explication au moins satisfaisante ; ainsi l'existence d'un feu central, et ses résultats, tels que les suppose *Buffon*, ne peuvent être admis : mais en supposant l'existence primitive des montagnes granitiques, la formation des montagnes calcaires au-dessus de 200 mètres, sera le produit des feux souterrains.

L'existence successive des continens est une hypothèse tout-à-fait hardie ; elle demanderoit d'ailleurs l'existence passée de millions de siècles ; mais on conçoit cependant que les eaux entraînant avec elles les débris des continens, auront pu en former de nouveaux au milieu des mers.

Ainsi un déluge universel est impossible, par des causes physiques ; mais on conçoit que certaines causes physiques ont pu déterminer la translation d'une partie des eaux, le transport et l'amoncèlement des substances contenues dans leur sein.

Quant aux montagnes au-dessous de 200 mètres, elles seront produites par le *detritus* des montagnes plus élevées, entraîné et amoncelé par les eaux.

§. III.

Distribution méthodique des Minéraux.

La classification est un système suivant lequel on distribue une grande série d'objets afin d'en pouvoir mieux

saisir l'ensemble, et d'en rendre par conséquent l'étude plus facile.

Depuis qu'on étudie l'histoire minérale, on en a imaginé plusieurs d'après lesquels on a classé les minéraux en s'attachant seulement à leurs caractères extérieurs, ce qui introduisoit une grande confusion, parce que leur nombre étant très-considérable, on manquoit d'expressions pour spécifier les nuances (plus considérables encore) de leurs caractères extérieurs; on admettoit encore comme caractères distinctifs des minéraux, leur effervescence avec l'acide nitrique, le feu qu'ils faisoient avec le briquet, ce qui étoit capable d'induire en erreur, puisqu'il est plusieurs minéraux qui produisent l'un et l'autre effet.

La méthode de classification que M. *Guyton* a adoptée, dépend du degré de composition d'un minéral, c'est-à-dire, qu'après avoir classé les corps simples suivant la méthode générale, il classe les composés suivant cette même méthode, en prenant l'ordre de la partie composante qui y domine. On objecte en vain que la chimie n'est pas assez avancée pour déterminer les élémens de tous les corps, ni celui qui y domine; mais cette difficulté, diminue tous les jours par les progrès de la science, et ne doit pas faire abandonner une méthode qui a le précieux avantage de rappeler de suite les principaux composans de la matière cherchée.

Les corps sont partagés en six ordres qui sont les terres, les sels, les combustibles non métalliques, les combustibles métalliques, les matières volcaniques, les eaux. Chaque ordre se divise en classes; par exemple, dans l'ordre des terres, on distingue la classe siliceuse, la classe alumineuse, etc.

Les classes se sous-divisent en genres qui sont les dif-

érens produits des diverses combinaisons de la classe riginaire.

M. *Haüy* a adopté, dans son Traité de Minéralogie, une nouvelle distribution méthodique des minéraux, par classes, ordres, genres et espèces. Il a établi quatre grandes classes; la première renferme les substances acidifères; la seconde les substances terreuses; la troisième les substances combustibles non métalliques; et la quatrième les substances métalliques.

M. *Brongniart* a fait une autre distribution des minéraux. Il a établi cinq classes.

CLASSE Ire. Les oxigénés non métalliques.
1er. *Ordre.* Les oxigénés non acides.
2e. Les oxigénés acides.

CLASSE IIe. Les sels non métalliques.
1er. *Ordre.* Les sels alcalins.
2e. Les sels terreux.

CLASSE IIIe. Les pierres.
1er. *Ordre.* Les pierres dures.
2e. Les pierres onctueuses.
3e. Les pierres argiloïdes.

CLASSE IVe. Les combustibles.
1er. *Ordre.* Les combustibles composés.
2e. Les combustibles simples.

CLASSE Ve. Les métaux.
1er. *Ordre.* Les métaux fragiles.
2e. Les métaux ductiles.

§. IV.

De l'usage des caractères extérieurs des Minéraux.

Les caractères extérieurs peuvent servir à distinguer les classes ; on reconnoît la nécessité de les employer pour établir les variétés qui peuvent se présenter dans les corps d'un même genre.

Décrire un corps, c'est exprimer les différens effets qu'il produit sur nos sens ; la méthode de *Werner* est fondée sur ce principe : on peut consulter un tableau des caractères extérieurs de *Werner*, qui indique l'ordre dans lequel on doit interroger les sens, et les expressions adoptées pour en consigner les jugemens; qui rappelle tous les principes de la méthode descriptive, sans surcharger de ces détails, que l'intelligence peut suppléer même avant l'habitude. (*Voyez* le tableau ci-contre.)

Les mots *magnétisme* et *électricisme* indiqués dans le tableau, exigent quelques détails pour ceux qui n'ont point suivi de cours de physique.

Le *magnétisme* est une propriété qui appartient principalement au fer; pour la connoître, on approche d'une aiguille aimantée et mobile le corps qu'on soupçonne avoir cette propriété. La vîtesse avec laquelle l'aiguille est mue, détermine le degré de la propriété, on remarque aussi s'il possède la pôlarité, c'est-à-dire, s'il attire dans un sens et repousse dans l'autre.

M. *Haüy* distingue le magnétisme en *simple et pôlaire.*

1°. SIMPLE. { Attraction sur chaque pôle de barreau aimanté : la *cornéenne.*

TABLE SYNOPTIQUE

DES CARACTÈRES EXTÉRIEURS DES MINÉRAUX,

Pour servir à déterminer la série des observations et les expressions appropriées à la méthode descriptive de WERNER.

ORDRE dans lequel on consulte les sens.		Caractères		
LA VUE.	APPARENCE EXTÉRIEURE.	FIGURE.	commune.	en masse, informe, en grains, superficiel, disséminé, etc.
			particulière.	capillaire, tricoté, coralliforme, cellulaire, etc.
			régulière.	en cube, en rhombe, en octaèdre, en tétraèdre, en prisme avec pyramide; etc. La description d'un cristal n'est complette que lorsqu'elle indique, à la manière d'HAUY, le nombre des faces. leur figure. leur position respective. les angles d'inclinaison. les stries. leur direction. les variétés produites par assemblage ou macles. *Cela est sur-tout indispensable, lorsqu'il s'agit d'une forme primitive ou secondaire peu connue, ou dont la loi de décroissement n'a pas encore été déterminée.*
		COULEUR.	blanc.	de neige, blanc de lait, blanc-rougeâtre, etc.
			gris.	gris de fer, gris de perle, etc.
			noir.	noir foncé, noir bleuâtre, etc.
			bleu.	d'indigo, de Prusse, violacé, etc.
			vert.	vert de pré, vert de poireau, etc.
			jaune.	de soufre, citrin, orangé, etc.
			rouge.	de brique, écarlate, rose, etc.
			brun.	rougeâtre, couleur de foie, etc.
		SURFACE.	en druses, lisse, rude, etc.	
			rayée.	en travers, en long, alternativement, etc.
		ÉCLAT.	l'intensité.	très-brillant, brillant; peu brillant, mat, etc.
			l'espèce.	métallique, nacré, vitreux, etc.
		TRANSPARENCE.	le degré.	transparent, demi-transparent, translucide aux bords.
			la réfraction.	simple, double.
	ASPECT INTÉRIEUR.	ÉCLAT.	l'intensité.	très-brillant, peu brillant, etc.
			l'espèce.	métallique, nacré, vitreux, etc.
		CASSURE.	compacte, anguleuse, conchoïde, fibreuse, à fibres torses, striées, en rayons divergens, feuilletée, à feuillets parallèles, à feuillets concentriques, etc.	
		FIGURE DES FRAGMENS.	cubiques, cubéiformes, en grains, en éclats, en lames, en esquilles informes, etc.	NOTA. *On doit sur-tout porter attention aux* fragmens de coupe *ou de* dissection, *ayant le poli naturel, et qui servent à déterminer le mécanisme de la structure, suivant les principes d'*HAUY.
LE TACT.	TOUCHER.	PESANTEUR.	le degré.	surnageant l'eau, léger, peu pesant, très-pesant. *On ne peut se dispenser aujourd'hui d'indiquer la pesanteur spécifique par le rapport avec l'eau, que l'on détermine facilement avec le pèse-liqueur de* NICHOLSON, *ou le gravimètre de* GUYTON.
		DURETÉ.	le degré.	cédant à l'ongle, au couteau, à la lime; étincelant avec l'acier; rayant le verre, le cristal de roche, les gemmes; tendre, très-tendre, etc.
		FLEXIBILITÉ.	pliant, élastique, etc.	*Il convient d'ajouter le* magnétisme *et l'*électricisme, *qui appartiennent certainement plus à la description qu'à l'analyse. On entend par Electricisme, la propriété de conduire le fluide électrique et celle de s'électriser par chaleur ou par frottement; la première forme un caractère important pour les métaux et les carbures; la seconde a déja été employée avantageusement par* DAUBENTON, *pour les cristaux congénères à la tourmaline.*
		DUCTILITÉ.	malléable, aigre, etc.	
		COHÉSION.	très-tenace, fragile, friable, etc.	
		GRAS.	onctueux, savonneux, etc.	
		FROID.	le degré.	
		TACHURE.	la couleur, son éclat.	
		RACLURE.	changemens qu'elle produit dans la couleur et dans l'éclat.	
		HAPPEMENT A LA LANGUE.	très-fort, médiocre, foible, nul.	
L'ODORAT.		ODEUR.	le degré.	forte, foible, nulle.
			l'espèce.	bitumineuse, sulfureuse, urineuse, argileuse, etc.
LE GOUT.		SAVEUR.	le degré.	forte, foible, nulle.
			l'espèce.	acide, alcaline, salée, styptique, amère, terreuse, etc.
L'OUIE.	LE SON.	SONORE.	comme l'ardoise, l'arsenic, l'étain qu'on pile, etc.	



2°. POLAIRE. { Attraction sur un pôle et répulsion sur l'autre: presque tous les cristaux de fer.

L'électricité est la propriété qu'ont les corps, préparés convenablement, d'attirer ou repousser les corps légers qui les environnent. Ce mot dérive d'*electrum*. Le succin fut le premier corps sur lequel on fit l'observation, qu'en le frottant, il attiroit les corps légers; on divise les corps qui jouissent de la propriété énoncée, en corps susceptibles de s'électriser; 1°. par frottement; 2°. par communication; 3°. par le feu.

M. *Haüy* divise l'électricité en *passive* et *active :*

1°. PASSIVE	par communication.	Les métaux à l'état métallique.
	par frottement.	1°. Vitrée : la plupart des substances terreuses ; 2°. Résineuses : le soufre, le succin.
	par chaleur.	Vitrée d'un côté et résineuse de l'autre ; La tourmaline, la mésotype.
2°. ACTIVE ou communiquée à la cire d'Espagne, à l'aide du frottement.		1°. Vitrée : le molybdène sulfuré ; 2°. Résineuse : la plupart des minéraux ; 3°. Nulle : le fer carburé.

Pour distinguer ces deux espèces d'électricité, on se sert d'un instrument nommé *électromètre*, composé de

deux boules de moëlle de sureau, le tout enfermé dans un récipient. On approche d'abord du métal qui lie ces deux fils métalliques, un corps chargé convenablement d'électricité; ce qui produit un certain écartement dans les boules: on présente aussitôt le corps qu'on veut soumettre à l'expérience, et s'il est électrisé en plus, il produit un plus grand écartement, s'il est électrisé en moins les boules se rapprochent.

Les cristaux ont généralement un axe d'électricité dont les extrémités sont nommées pôles, l'un de ces pôles est celui de l'électricité positive, l'autre est celui de l'électricité négative. Il est quelquefois intéressant de faire la distinction de ces deux pôles. Pour cela, M. *Haüy* se sert d'un fil de soie attaché à une verge métallique; on l'électrise, et on l'approche du cristal dont on veut déterminer les pôles; s'il y a répulsion, c'est le pôle de l'électricité positive ou vitreuse; si le phénomène contraire arrive, on en conclut que c'est le pôle de l'électricité négative, de là est venu cet axiome : les semblables se repoussent, les contraires s'attirent.

M. *Haüy* est parvenu par ce moyen à déterminer avec beaucoup de sagacité l'axe d'électricité de cristaux qui n'avaient guère plus de deux millimètres de grandeur.

Le borate magnésio-calcaire présente une propriété singulière que des expériences délicates ont développée. Il est cristallisé en cube ayant un décroissement angulaire et marginal. Il est électrique, et a par conséquent un axe et deux pôles. Pour les déterminer, M. *Haüy* a électrisé un corps résineux d'une figure cylindrique entre ce corps et une aiguille métallique, très-mobile sur un pivot, et parallèle au corps; on place le cristal qui ne doit être pourtant pas

assez petit pour que la direction de son axe électrique influe sur celle de l'électricité dans son passage du cylindre de résine dans l'aiguille. Il en a calculé les déviations, et a démontré que ce cristal avait huit axes différens d'électricité, ce qui sans doute avoit influé sur sa figuration.

Les métaux que nous avons annoncés précédemment comme jouissant de la propriété conductrice, et comme la perdant par l'oxidation, acquièrent la propriété de s'électriser par frottement, lorsqu'ils se combinent avec l'oxigène.

§. V.

De l'Histoire générale des Minéraux.

Après avoir considéré le globe en masse, et les différens systèmes imaginés pour expliquer sa formation, quand un minéral tombera sous la main d'un naturaliste, il ne s'occupera plus de la formation de la montagne d'où il a été tiré, mais bien de la situation du minéral dans la montagne, et de la situation de celle-ci par rapport à celles qui l'environnent. C'est ce qu'on appelle le gissement. Un minéral peu important par lui-même, le devient souvent entre les mains du naturaliste qui connoît son gissement. Il pourra expliquer différentes circonstances qui se manifestent dans sa formation, s'il connoît la nature, l'arrangement, etc. des substances qui l'environnent.

Des causes connues ou probables de leur formation.

Ces causes peuvent être considérées comme indépendantes des grandes révolutions du globe, en admettant

cependant l'existence préalable de certaines substances
Elles se réduisent :

1°. A l'action de l'eau ;

2°. Au dégagement des gaz ;

3°. Aux dépôts par couches ; ainsi les albâtres, les incrustations, les veines spathiques, ne sont que les produit de ces dépôts introduits au moyen de fissures dans le substances primitives où on les trouve : ce n'est point uniquement une théorie dénuée du secours de l'observation qui fait établir ce principe ; cette incrustation se fait sou nos yeux, et dans un très-court espace de tems, dan les grottes naturelles et artificielles ;

4°. Aux feux souterrains produits ordinairement pa la combustion des schistes pyriteux ; le tripoli est le produit d'une combustion de cette espèce. Il s'y trouve ains que dans beaucoup d'autres substances pyriteuses de débris de substances végétales, ce qui porteroit à croir que le soufre des sulfures, regardé jusqu'à présent comm une substance minérale, et même celui des sels sulfuriques natifs, étoient dus à la décomposition des substances végétales.

De leur altération plus ou moins ancienne ou passage.

Le plus frappant de ces passages est celui de la form cristalline à la forme arrondie par le frottement, de là c qu'on appelle *galet siliceux*. Le cristal de roche lui-mêm perd ses angles et ses arêtes.

Une autre espèce de passage remarquable est celui pa lequel un cristal perd la forme cristalline qui lui est affecté par la nature, pour en prendre une autre qui n'a nul rapport

Les transsudations également produites par les sub

stances tenues en suspension par les eaux, sont encore une espèce de passage qui explique un grand nombre de phénomènes de la nature. Les transsudations peuvent être intérieures ou extérieures. Il est une espèce de jaspe grossier parsemé de calcédoine, qui a longtems divisé les minéralogistes sur les circonstances de sa formation. Elle s'explique naturellement par le retrait de la matière homogène dont le jaspe est composé, et la transsudation intérieure de la calcédoine.

§. VI.

Propriétés des Minéraux. Essais préliminaires.

On découvre ces propriétés :

1°. Par les réactifs ;

2°. Par les essais au chalumeau ;

3°. Par l'analyse chimique qui confirme ou réforme le jugement porté d'après le caractère extérieur.

Parmi les réactifs, les acides minéraux et les alcalis sont les plus puissans ; ainsi, s'il tombe sous la main une substance dont on ignore les principes constituans, on verse dessus une goutte d'acide nitrique. S'il y a effervescence, on en conclut, non que c'étoit un carbonate de chaux, mais un carbonate quelconque. Si on soupçonne que ce soit du sulfate de chaux, on en met une petite quantité dans de l'eau. Si elle se dissout, on en conclut que la présomption étoit fondée. Si la substance inconnue, mouillée avec un peu d'acide sulfurique concentré, laisse dégager une vapeur acide ayant une odeur particulière, on en conclut que c'est un fluate, ou un muriate, ou un nitrate.

Quelques substances se montrent extrêmement rebelles

aux réactifs, ce sont celles qui contiennent des métaux. Si on le soupçonne, on les met en contact avec un peu d'hydrogène sulfuré, qui donne sur le champ, quel que soit ce métal combiné, le plus souvent une couleur noire. On distingue ensuite plus particulièrement chaque métal, soit en le faisant passer au bleu avec l'acide prussique, si c'est du fer, soit en le faisant passer au vert par l'ammoniaque, si c'est du cuivre, etc.

Quant au chalumeau, *voyez* le 1er. volume, page 42.

§. VII.

Considérations générales sur les Métaux.

Les métaux se trouvent dans la nature dans six états différens ;

1°. A l'état métallique *pur*, comme l'or, l'argent, le mercure ; 2°. à l'état d'*oxide* ou d'*acide*, un grand nombre se rencontre plus ou moins oxidé ; 3°. unis au soufre, on les appelle alors *sulfures* ou *pyrites*, tels que le mercure, le fer, le plomb, l'antimoine, ces métaux conservent toujours dans cet état un éclat métallique, etc. ; 4°. unis aux acides, ce qui constitue les sels métalliques ; 5°. combinés avec d'autres métaux, ce qui forme les alliages naturels ; 6°. unis au carbone, d'où résulte un carbure métallique. On ne connoît jusqu'à présent que le fer susceptible de cette union.

La docimasie et la métallurgie enseignent à les séparer de toutes ces substances étrangères.

Les métaux ont des propriétés si caractéristiques qu'il est impossible de les confondre avec les autres substances minérales. Le caractère le plus saillant qui les fait re-

connoître sur-le-champ est ce brillant particulier qu'on appelle *éclat métallique*, les lames les plus minces sont opaques et ne laissent pas passer la lumière. Leur grande pesanteur spécifique est un moyen non moins précieux pour les distinguer d'une manière évidente. Cette densité varie dans les métaux depuis 7 jusqu'à 21, l'eau étant 1. Le métal le moins dense est encore plus pesant que la substance minérale non métallique la plus lourde.

La propriété des métaux d'être ductiles est de la plus grande importance pour les arts, on n'en connoît pas la cause. Il est cependant probable qu'elle tient à la disposition des molécules entre elles. La ductilité se divise en ductilité à la filière ou tenacité ou ductilité sous le marteau ou malléabilité ; l'ordre des métaux est différent pour chacune de ces propriétés.

Leur conductibilité est la propriété de laisser passer rapidement le calorique entre leurs molécules, et d'enlever promptement la chaleur à d'autres corps chauds. On ne peut pas encore bien expliquer la raison de ce phénomène ; on pourroit croire que cela tient à la mobilité des parties qui se meuvent avec beaucoup de facilité. Tous les métaux sont bons conducteurs, mais ils diffèrent entre eux par cette propriété.

Les métaux sont susceptibles de se fondre, cette fusibilité varie tellement entre eux, que quelques-uns se fondent à une légère température, et d'autres exigent une très-forte chaleur ; d'autres se volatilisent comme le mercure, l'antimoine, etc.

Le point de vue le plus intéressant sous lequel on puisse considérer les métaux en général, est leur rapport avec l'oxigène.

Quelques métaux s'oxident, par la simple exposition à l'air, à la température ordinaire, tels sont l'arsenic et le manganèse.

D'autres métaux s'oxident par la simple exposition à l'air; mais ce n'est qu'au moyen d'un degré de chaleur considérable. Le fer, le zinc, le cuivre, l'étain, etc., quand on les chauffe au rouge, perdent le brillant métallique, et se convertissent en oxides de différentes couleurs.

D'autres métaux ne sont pas oxidés même par l'action réunie de l'air et de la chaleur; tels sont l'or et le platine.

Mais ces deux métaux eux-mêmes, et à plus forte raison tous les autres, sont oxidés par les acides. C'est ainsi que les acides nitro-muriatique et muriatique oxigéné oxident d'abord l'or, puis dissolvent son oxide. Le fer est oxidé par l'acide sulfurique étendu, en se combinant avec l'oxigène de l'eau, et cet oxide de fer ainsi produit, est dissous par l'acide.

Tous les métaux qui sont oxidables à l'air, le sont bien plus rapidement dans le gaz oxigène.

Quelques métaux sont oxidés par l'eau, soit à la température ordinaire, soit à une température plus élevée. La limaille de fer, humectée d'eau, s'oxide en conséquence de la décomposition de ce fluide; et la vapeur de l'eau se décompose rapidement, lorsqu'on la fait passer sur du fer rouge. Le fer ainsi oxidé gagne 28 pour cent d'oxigène. D'autres métaux, l'or et l'argent, par exemple, ne sont point oxidés par l'eau, à quelque température que ce soit.

Tous les métaux acquièrent du poids par l'oxidation.

On peut s'en convaincre en faisant chauffer au rouge un peu de fil-de-fer, et le gardant quelque tems dans cet état.

Les métaux retiennent l'oxigène avec différens degrés de force. Quelques oxides, celui de mercure, par exemple, se réduisent à l'état métallique par la seule application de la chaleur ; d'autres, tels que l'oxide de fer, exigent l'addition de quelque substance qui ait plus d'attraction pour l'oxigène, que le métal auquel il est combiné. C'est ainsi que pour réduire l'oxide de fer, on doit ajouter du charbon.

Tous les oxides métalliques, excepté celui de mercure, sont convertis par une violente chaleur, en une substance vitreuse, appelée *verre métallique* ; ces verres servent à colorer les émaux et la porcelaine.

Les métaux se comportent avec les acides d'une manière particulière ; aucun métal ne se dissout dans un acide, à moins qu'il ne soit préalablement oxidé, ou ils s'oxident, soit aux dépens de l'eau ou de l'acide.

L'acide sulfurique concentré attaque un grand nombre de métaux, sur-tout à l'aide de la chaleur, en dégageant de l'acide sulfureux ; l'acide sulfurique étendu d'eau dissout mieux les métaux, et l'eau est toujours décomposée.

L'acide nitrique agit sur tous les métaux sans que l'eau soit décomposée. Il y a cependant des circonstances où l'action de l'acide est si grande qu'une partie de l'eau est décomposée, où l'hydrogène se constitue avec l'azote et forme de l'ammoniaque. Le zinc est le plus propre pour cet effet ; mais il ne se dégage pas de gaz hydrogène. Aucun métal ne décompose entièrement l'acide nitrique.

L'acide muriatique ne dissout les métaux d'aucune manière, s'il n'est pas étendu d'une certaine quantité d'eau ; alors il se dégage toujours du gaz hydrogène.

Les oxides au *maximum* ne se dissolvent dans aucun acide, mais l'acide muriatique les dissout en leur enlevant une partie d'oxigène qui forme l'acide muriatique oxigéné ; l'acide muriatique qui reste trouve le métal moins oxidé et le dissout.

Les métaux sont précipités de leurs dissolutions par les acides, les uns par les autres, et non pas à l'état d'oxides, comme lorsqu'on emploie les alcalis, mais généralement à l'état métallique. Si on plonge, par exemple, une lame de fer poli dans une solution de sulfate de cuivre, le cuivre reparoît sur la surface du fer à l'état métallique. Dans ce cas, le fer s'empare de l'oxigène du cuivre ; et comme aucun métal n'est soluble dans un acide qu'il ne soit combiné avec l'oxigène, le cuivre est précipité.

Quelques oxides métalliques sont solubles dans l'eau, comme l'oxide de plomb, d'antimoine, d'argent, etc.

Les alcalis agissent aussi sur les métaux. L'étain, le zinc, le tellure, etc. s'y dissolvent en état métallique ou il se dégage du gaz hydrogène. Le cuivre et l'argent sont solubles dans l'ammoniaque.

Les oxides métalliques sont solubles dans les alcalis, comme celui d'or, d'argent, de cuivre, d'étain, d'antimoine, d'arsenic, de manière que les oxides servent ici au lieu des acides, tandis qu'avec les acides ils servent de bases.

Les métaux en général sont des substances simples.

C'est par leur rapport avec l'oxigène que M. *Fourcroy*

a établi la classification des métaux sur l'ordre de leurs divers degrés d'attraction pour l'oxigène. Il les divise en cinq sections.

PREMIÈRE SECTION.

Métaux cassans et acidifiables, cinq espèces; *arsenic*, *tungstène*, *molybdène*, *chrôme et columbium.*

DEUXIÈME SECTION.

Métaux cassans et simplement oxidables; il y en a sept espèces; *titane*, *urane*, *cobalt*, *manganèse*, *bismuth*, *antimoine* et *tellure.*

TROISIÈME SECTION.

Métaux demi-ductiles et oxidables, trois espèces; *mercure*, *zinc* et *nickel.*

QUATRIÈME SECTION.

Métaux bien ductiles et facilement oxidables, quatre espèces; *étain*, *plomb*, *fer* et *cuivre.*

CINQUIÈME SECTION.

Métaux très-ductiles et difficilement oxidables, trois espèces; *l'argent*, *l'or* et le *platine.*

CHAPITRE III.

De l'Arsenic, de l'Acide arsenieux, et de l'Acide arsenique.

§. Ier.

Arsenic.

On trouve souvent l'arsenic natif; il est en masses noires peu brillantes, très-pesantes : il a quelquefois l'éclat métallique, et réfléchit les couleurs de l'iris.

Dans sa cassure il paroît plus brillant, et semble composé d'un grand nombre de petites écailles; lorsque ces écailles sont sensibles à l'extérieur des échantillons, on le nomme alors *arsenic testacé*, ou improprement *cobalt testacé*, *arsenic écailleux*.

On prétend que le nom *arsenic* est tiré d'un mot grec, qui signifie *mâle*, et qu'il a été donné à l'arsenic à cause de la grande énergie avec laquelle agit ce métal.

Voici les espèces décrites par M. *Haüy*.

Première; *Arsenic natif, trois variétés.*

L'arsenic natif se trouve à Sainte-Marie-aux-Mines, en France; à Freyberg, en Saxe; à Joachimsthal, en Bohême; dans le Baussa de Temeswar, en Hongrie;

dans les montagnes primitives, mais presque jamais en filons particuliers. Il accompagne ordinairement l'argent sulfuré, le cobalt gris et arsenical, le cuivre gris, le fer spathique.

Deuxième; *Arsenic oxidé, trois variétés.*

L'arsenic oxidé se trouve à la surface ou dans le voisinage de certaines mines arsenicales et en particulier de celles de cobalt. Il est sous plusieurs formes, en prismes quadrangulaires, en aiguilles et en état pulvérulent, à Andreasberg, à Richelsdorf en Hesse et en Saxe.

Troisième; *Arsenic sulfuré; première variété, Arsenic sulfuré rouge; deuxième, Arsenic sulfuré jaune.*

L'arsenic sulfuré rouge se trouve à la bouche de plusieurs volcans, où il a été produit par sublimation, en particulier à la Solfatare, près de Naples, et à la Guadeloupe où il porte le nom de soufre rouge : il n'est pas rare de le rencontrer aussi dans la dolomie, au Saint-Gothard et dans d'autres montagnes primitives. Quelquefois il a pour gangue le quartz, la barite sulfatée, etc. Il existe dans plusieurs mines, telles que celles de Nagyag, en Transilvanie; de Felsocanya, en haute Hongrie; de Joachimsthal, en Bohême; de Marienberg, en Saxe, etc.

On trouve de l'arsenic sulfuré jaune à Moldava, en Hongrie, où il accompagne un filon de cuivre pyriteux, à Ohlalapos, en Transilvanie; il est en globules testacés, à Thajoba, en Hongrie.

Lorsqu'il est rouge, on l'appelle *réalgal*, *réalgar*, *rizigal factice*, ou arsenic rouge.

Lorsqu'il est jaune, on le nomme *orpin*, ou *orpiment factice*.

Le réalgar est commun dans la Chine; on en fait des vases, des pagodes et autres ouvrages d'ornement. Les Indiens se servent de ces vases pour se purger, en y laissant séjourner pendant quelques heures, du vinaigre, ou du suc de limon.

L'orpiment est moins rare que le réalgar; il accompagne presque toujours cette substance: mais celui du commerce nous est envoyé de diverses contrées du levant en masses irrégulières, solides ou lamelleuses, d'un beau jaune citrin. Le réalgar est composé, d'après M. *Thenard*, de 0,25 de soufre et de 0,75 d'arsenic, et l'orpiment de 0,43 de soufre et de 0,57 d'arsenic. Les sulfures d'arsenic sont très-employés dans la peinture, à raison de la solidité et de l'éclat de leurs couleurs.

On s'en sert également dans la teinture, sur-tout pour l'impression des toiles de coton.

Ces sulfures ont encore l'avantage de conserver les couleurs, de les préserver de la décomposition et moisissure lorsqu'elles sont liquides, d'écarter les insectes rongeurs.

Ces sulfures peuvent servir encore de dissolvant à l'indigo. On les emploie aussi à rendre aigres et durs quelques métaux, tels que le plomb, le fer, etc., et on les dispose par ce léger alliage à plusieurs opérations qui exigent moins de ductilité. (*Chaptal.*)

C'est en calcinant ces métaux qu'on dégage l'arsenic

Dans plusieurs endroits, on a établi de longues cheminées tortueuses, qu'enfilent les vapeurs arsenicales, et où elles s'attachent; on enlève la croûte qui se forme sur les murs ou parois de ces cheminées: et c'est là ce qui est introduit dans le commerce sous le nom d'*arsenic.* C'est de l'*oxide* d'*arsenic blanc* ou *acide arsenieux* comme nous le verrons plus bas.

On retire le métal pur par le procédé suivant: on mêle deux parties de cet oxide blanc avec une partie de flux noir (1), et on met le tout dans un creuset qu'on recouvre avec un autre creuset renversé; on lute avec un peu de terre glaise et de sable; on applique ensuite la chaleur au creuset inférieur; l'arsenic se réduit et tapisse les parois du creuset supérieur, sous une forme brillante et métallique.

L'arsenic métal s'obtient encore de la manière suivante: on fait une pâte avec cet oxide en poudre et du savon noir, ou de l'huile de lin, ou de toute autre huile tirée par expression; on introduit cette pâte dans un matras, on le place sur un bain de sable, et on procède à la sublimation par un feu doux d'abord, afin d'échauffer les vaisseaux et de faire dissiper les vapeurs humides. On augmente ensuite le feu par degrés, jusqu'à faire rougir le fond du vaisseau; il se sublime dans la capacité supérieure du matras, une substance presque noire. On casse le matras, on sépare la matière qui s'est sublimée; c'est l'arsenic métallique.

---

(1) Pour obtenir le flux noir, on fait détonner, dans un creuset, une partie de nitrate de potasse avec deux parties de tartrite acidule de potasse.

On peut encore obtenir cette réduction par la fusion. A cet effet, on mêle une partie d'oxide d'arsenic avec deux parties de savon noir et une partie et demie de potasse. On fait fondre promptement ce mélange dans un creuset, aussitôt qu'il est fondu, on le coule dans un mortier de fer un peu échauffé et graissé; on le couvre lorsque la matière est parfaitement refroidie : on sépare l'arsenic qui occupe sa partie inférieure d'avec les scories.

La pesanteur spécifique de l'arsenic extrait de ses minerais et pur est, suivant *Bergmann*, de 8,308 à 8,310.

L'arsenic s'altère promptement à l'air ; il s'oxide à sa surface, et passe au noir; chauffé avec le concours de l'air, il s'oxide très-promptement: il se réduit en vapeurs blanches, qui ont une forte odeur d'ail, et se sublime dans les vaisseaux clos, avant qu'il ne soit assez chauffé pour entrer en fusion. Il est susceptible de cristalliser en tétraèdres réguliers, lorsqu'on le sublime lentement. Lorsqu'il est rouge, il brûle avec une flamme bleuâtre.

L'arsenic, dans l'état métallique, n'agit pas d'une manière sensible sur l'azote et le carbone; cependant il se dissout assez facilement dans le gaz hydrogène, et forme *le gaz hydrogène arseniqué*, dont *Schèele* a parlé le premier. M. *Stromeyer de Gottingue* l'a fait connoître plus particulièrement. Ce chimiste le prépare en chauffant un mélange de 15 parties d'étain et d'une d'arsenic avec de l'acide muriatique.

Ce gaz est extrêmement fétide, tue les animaux, brûle d'une flamme blanche bleuâtre, accompagnée d'une

fumée blanche-brunâtre. Il est peu soluble dans l'eau pourvu qu'elle soit privée d'air, sans cela le gaz est décomposé.

Mêlés à parties égales avec le gaz oxigène, il détonne violemment à l'approche d'une bougie allumée, il se forme de l'eau et de l'acide arsenieux.

Les acides nitreux et muriatique oxigéné le décomposent sur-le-champ. Quand on fait passer ce dernier gaz acide dans un mélange de gaz hydrogène arseniqué et sulfuré, il se forme, suivant M. *Trommsdorf*, un sulfure jaune d'arsenic.

Ce gaz convertit le sublimé corrosif en muriate de mercure au *minimum.*

Si l'on distille parties égales de phosphore et d'arsenic, en employant une douce chaleur, on obtient un sublimé brillant, noirâtre, qui brûle sur les charbons avec l'odeur mixte de l'un et de l'autre de ces corps. Il reste un résidu noir, rempli du phosphore, que l'on doit conserver sous l'eau; c'est du phosphure d'arsenic.

Cette combinaison peut encore avoir lieu sous l'eau, à la chaleur de l'ébullition. Le phosphore s'unit à l'arsenic, à mesure qu'il se fond.

L'arsenic s'unit très-bien au soufre. Il résulte une masse demi-transparente, très-pesante, d'une couleur jaune ou rouge, suivant les proportions de soufre.

On prépare *ces sulfures d'arsenic* en mêlant ensemble et distillant des pyrites arsenicales et des pyrites sulfureuses : les deux minéralisateurs se subliment et forment, par leur combinaison, de *l'orpin* ou *du réalgar*, selon leurs proportions et le degré de feu.

On a cru pendant longtems que pour former le réalgar, il ne falloit qu'un dixième de soufre, tandis qu'il

n'en falloit qu'un cinquième pour former l'orpin ; et c'est dans ces proportions qu'on prescrivoit le dosage des deux principes pour fabriquer l'un ou l'autre de ces produits. Mais il est connu aujourd'hui que, quelle que soit la proportion du soufre, on obtient de l'orpin ou du réalgar, en variant le degré de la chaleur. Le réalgar est constamment le produit d'une chaleur plus forte ; cet excès de chaleur volatilise une portion du soufre et concourt à oxider l'arsenic (*Chaptal*).

D'après les dernières expériences de M. *Thenard*, il n'y a pas d'autres différences entre les deux sulfures (*orpiment* et *réalgar*) que dans la proportion plus grande du soufre ; le procédé que l'on peut employer pour les obtenir, doit se borner à les composer de toute pièce dans les proportions convenables.

Pour l'orpiment, on fait un mélange de trois parties de soufre et de quatre d'arsenic, on introduit le tout dans un matras que l'on place sur un bain de sable, et on fait sublimer.

On peut obtenir aussi ce sulfure en mêlant de l'acide arsenieux et de l'hydrogène sulfuré, ou bien encore avec un mélange d'arsenite de potasse, d'hydro-sulfure de potasse et d'un acide.

Le réalgar se prépare en sublimant un mélange d'une partie de soufre et de trois d'arsenic. Il fond très-facilement et reste même à une température plus basse dans cette fusion.

On peut transformer l'orpiment en réalgar par la fusion avec une nouvelle quantité d'arsenic, et le réalgar se convertit en orpiment par une addition de soufre.

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique oxigénés décomposent les deux sulfures, en les transformant en acide sulfureux et en acide arsenieux.

La potasse et la soude dissolvent les sulfures, il se forme du sulfure hydrogéné de potasse et de l'arsenite de potasse.

L'arsenic ne décompose pas l'eau.

On ne connoît pas l'action des matières salino-terreuses sur l'arsenic.

L'acide sulfurique foible a peu d'action sur l'arsenic. Il faut qu'il soit concentré et bouillant; alors la solution est complète : elle est transparente, mais d'une légère couleur brune. Cette solution fournit de l'acide sulfureux gazeux, et par le refroidissement une assez grande quantité de petits cristaux irréguliers; c'est l'arsenic à l'état d'acide.

L'acide nitrique dissout très-bien l'arsenic, même avec vivacité; mais il faut que cet acide soit chaud : lorsqu'il est froid, il n'a pas d'action sensible.

Si l'on met une partie d'arsenic en poudre sur douze d'acide nitrique à 36 degrés, et que l'on distille à une douce chaleur, on obtient beaucoup de gaz nitreux, et de l'acide nitrique non décomposé : on reprend alors cet acide, et on le distille de nouveau sur les matières restées dans la cornue; on obtient une poudre blanche que l'on sépare de la liqueur; on verse dessus six partiesd'acide nitrique, et on distille de nouveau : on a pour résultat de l'acide arsenique.

Bayen et *Charlard* ont constaté que l'acide muriatique n'a aucune action à froid sur l'arsenic; il faut donc l'action du feu pour dissoudre l'arsenic dans cet acide, et il

dégage du gaz hydrogène arsenié. *Baumé* dit qu'il se précipite une poudre jaune comme du soufre, insoluble dans l'eau.

Le muriate d'arsenic sublimé, appelé *beurre d'arsenic*, *huile corrosive*, se prépare comme il suit.

On mêle ensemble deux parties de muriate sur-oxigéné de mercure avec une partie d'arsenic : on met ce mélange dans une cornue de verre ; on place le vaisseau sur un bain de sable ; on adapte un récipient à la cornue, on lute les jointures des vaisseaux, et on procède à la distillation par un feu doux d'abord. Il passe dans le ballon une matière de la consistance de l'huile transparente, dont une partie se condense bientôt en une espèce de gelée blanche qui lui avoit fait donner le nom de *beurre d'arsenic*. On délute l'appareil, et on adapte à la cornue un autre récipient, on procède ensuite à une autre distillation par un feu plus fort ; on obtient du mercure coulant.

Parties égales d'oxide d'arsenic sulfuré et de muriate sur-oxigéné de mercure, donnent, par la distillation, du muriate d'arsenic et de l'oxide de mercure sulfuré rouge, qu'on nommoit autrefois *cinabre d'arsenic*.

On n'a pas encore pu faire cristalliser le muriate d'arsenic.

Les seules propriétés qu'on lui connoisse, sont d'avoir une saveur très-caustique, de se fondre à une douce chaleur ; de se dissoudre dans l'eau qui le décompose en partie, et qui en précipite de l'acide arsenieux.

Si l'on projette ce métal, réduit en poudre dans le

gaz acide muriatique oxigéné, il y brûle avec une flamme blanche.

Les nitrates ont la propriété de convertir l'arsenic en acide arsenique; cet acide se combine avec la base, et forme des arseniates. *Voyez* décomposition du *nitrate de potasse par l'acide arsenieux:*

Mêlé avec trois parties de muriate sur-oxigéné de potasse, le mélange détonne très-fortement par la trituration et le choc du marteau. Il s'enflamme avec une rapidité et un éclat extraordinaires par le contact de l'acide sulfurique concentré.

L'arsenic blanchit le cuivre. Si on met un peu d'arsenic à l'état métallique entre deux lames de cuivre, qu'on serre fortement ces deux lames avec du fil de fer, et qu'on chauffe, elles seront blanchies par l'arsenic.

L'arsenic a aussi la propriété de durcir le cuivre.

L'arsenic est employé dans beaucoup d'arts, dans les teintures; dans des verreries, on s'en sert de fondant, et dans les travaux docimastiques. On le fait entrer aussi dans quelques vernis.

L'arsenic est une de ces productions dont les avantages ne rachètent pas les mauvais effets. Ce métal, surtout à l'état d'oxide ou d'acide arsenieux, est un poison violent.

§. II.

De l'Acide arsenieux.

Ce que l'on appeloit autrefois *arsenic blanc*, ensuite oxide d'arsenic, est appelé maintenant *acide arsenieux.*

Nous avons indiqué ci-dessus la manière de l'obtenir dans les arts.

L'acide arsenieux a une saveur très-forte et même caustique.

Si on le met sur des charbons ardens, il se réduit en vapeurs blanches qui ont une forte odeur d'ail.

Dans les vaisseaux clos, il se volatilise. Lorsqu'on veut faire sublimer l'oxide d'arsenic, on pulvérise grossièrement la quantité que l'on veut; on en remplit la moitié de la capacité d'un matras à long col; on le place sur un bain de sable, et on couvre la boule du matras jusque vers la naissance du col; on procède à la sublimation par un feu gradué que l'on continue jusqu'à ce que tout l'arsenic soit sublimé: on laisse refroidir et l'on casse le matras. Si la chaleur est forte, il se vitrifie. Il en résulte un verre transparent, susceptible de se cristalliser en tétraèdre, dont les angles sont tronqués.

Ce verre se ternit facilement à l'air, et devient laiteux, en éprouvant une sorte d'efflorescence.

Lorsqu'on chauffe dans une cornue l'acide arsenieux avec du soufre, on n'obtient pendant longtems que de l'acide sulfureux; ce n'est qu'à la fin qu'il se forme de l'orpiment ou du réalgar, d'où M. *Thenard* a conclu que ces sulfures ne contenoient pas d'oxigène.

L'acide arsenieux se dissout dans l'eau avec assez de facilité. Il ne faut que douze parties d'eau bouillante et quatre-vingts parties d'eau froide, pour en dissoudre une: par l'évaporation et le refroidissement, on l'obtient cristallisé en octaèdre, souvent aussi avec des décroissemens et diverses formes.

Cette substance diffère des autres oxides métalliques, 1°. en ce qu'elle est soluble; 2°. en ce qu'elle est très-volatile; 3°. en ce qu'elle s'unit avec les métaux; 4°. en ce qu'elle se combine aux alcalis, d'où résultent des sels que nous allons examiner.

Toutes ces propriétés doivent donc classer cet oxide au rang des acides en *eux*; c'est ce que M. *Fourcroy* a déja fait, puisqu'il l'appelle *acide arsenieux*. Il faut seulement observer que les morceaux transparens et d'une cassure vitreuse possèdent seuls la propriété acide; ceux qui sont opaques ne rougissent pas la teinture de tournesol.

L'acide arsenieux est un excellent fondant des matières terreuses en général; il se fixe avec la plupart de ces terres, et entraîne leur vitrification; mais tous les verres dans lesquels il entre, ont l'inconvénient de se ternir à l'air en peu de tems.

Action de l'acide arsenieux sur les bases alcalines et terreuses.

Arsenite de potasse. Pour préparer ce sel, on met l'acide arsenieux avec la potasse carbonatée dans une terrine; il y a une effervescence due à l'acide carbonique: on chauffe pendant quelque tems, environ une demi-heure. Il faut avoir soin de mettre un petit excès d'acide arsenieux pour l'avoir bien neutre, parce qu'il y en a toujours une portion qui se volatilise pendant l'opération; on filtre, on fait évaporer, il cristallise très-difficilement en petits filets et est déliquescent.

L'arsenite de soude se prépare de même.

Arsenite de strontiane. On le fait en versant une dissolution de nitrate de strontiane dans une solution d'arsenite de potasse ou d'acide arsenieux; il y a double décomposition; l'arsenite de strontiane est précipité, et la potasse reste dans la liqueur; on reconnoît l'arsenite de strontiane en le traitant par le feu; il exhale, comme tous les autres, une odeur d'ail.

On pourroit obtenir par le même moyen l'arsenite de chaux et de barite.

L'ammoniaque s'unit aussi à cet acide, et on obtient l'arsenite d'ammoniaque cristallisé. Si l'on chauffe un peu, l'ammoniaque se décompose, le gaz azote se dégage, l'hydrogène s'unit à une portion de l'oxigène de l'acide, et forme de l'eau.

L'acide sulfurique concentré et bouillant dissout l'acide arsenieux, mais lorsque la solution est refroidie, l'acide arsenieux se précipite, et l'acide sulfurique ne paroît plus en retenir.

L'acide nitrique attaque plus efficacement l'acide arsenieux.

On met une partie d'acide arsenieux avec six d'acide nitrique à trente degrés dans une cornue, dont le col s'engage dans celui d'un matras; on met la cornue sur un bain de sable, et on chauffe graduellement; l'acide nitrique est décomposé en partie, l'oxigène se porte sur l'acide arsenieux, il se forme de l'acide arsenique, et il se dégage des vapeurs nitreuses; quand il ne se dégage plus de gaz acide nitreux, l'opération est finie, et après avoir donné un coup de feu un peu fort, pour séparer les dernières portions d'acide nitrique, il reste dans la cornue de l'acide arsenique qui est en masse blanche; mais

il n'est pas pur, il contient de l'acide arsenieux; pour l'en priver, on le fait chauffer dans un creuset, l'acide arsenieux se volatilise, et l'acide arsenique reste pur; on obtient alors un verre déliquescent qui ne se volatilise pas.

Lorsque l'acide muriatique est très-concentré, il dissout, à l'aide de l'ébullition, le tiers de son poids d'acide arsenieux, et pendant le refroidissement, il s'en sépare spontanément une grande partie.

Avec l'acide muriatique oxigéné, on peut obtenir l'acidification complète de l'acide arsenieux, comme avec l'acide nitrique.

On ne connoît pas l'action des autres acides. *Becher*, *Stahl*, *Kunkel* et *Macquer*, se sont particulièrement occupés de l'action de l'acide arsenieux sur le nitrate de potasse. Ce dernier sur-tout a répété les expériences des chimistes précédens; il a examiné le résidu dont ces chimistes n'avoient pas parlé, et a découvert que c'étoit un sel neutre particulier, auquel il a donné le nom de sel neutre arsenical.

Quand on veut décomposer le nitrate de potasse, par l'acide arsenieux, on fait un mélange de parties égales de ces deux substances, qu'on met dans une cornue beaucoup plus considérable que les proportions du mélange, pour éviter le gonflement qui survient; on pose la cornue sur un bain de sable, on y adapte un ballon à deux ouvertures; l'une beaucoup plus large pour recevoir le bec de la cornue, et l'autre, moins évasée, s'alonge et diminue tellement, qu'elle peut être reçue dans un tube qui, en se recourbant, diminue beaucoup de diamètre, et plonge dans une bouteille où on a mis la quantité

d'eau nécessaire, suivant qu'on veut avoir l'acide nitrique plus ou moins concentré. L'appareil ainsi disposé, on lute toutes les jointures; et l'on distille à une douce chaleur.

A mesure que la vapeur nitreuse se dégage, elle passe par le tube, et se dissout dans l'eau qu'elle rencontre, il s'échappe aussi du gaz nitreux que l'on peut recueillir sous une cloche; l'eau acquiert une couleur bleue.

Le résidu de l'opération est le sel neutre arsenical de *Macquer*, ou *l'arseniate de potasse.*

On fait dissoudre cette masse saline dans une suffisante quantité d'eau bouillante; on filtre la liqueur, et l'on obtient par refroidissement des cristaux très-réguliers, en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides triangulaires; on observe aussi beaucoup de variétés dans la figure des cristaux. On croit même qu'un excès d'acide convient pour la cristallisation de ce sel, car lorsqu'il est neutre il ne cristallise pas.

On peut aussi obtenir ce sel en suivant un autre procédé. On mêle 100 parties d'acide arsenieux avec 150 de nitrate de potasse; on met le mélange petit-à-petit dans un creuset rouge, parce que la matière se boursoufle, à cause de la décomposition de l'acide nitrique; quand elle n'est plus boursouflée, on bouche le creuset, et on donne un fort coup de feu. L'oxigène de l'acide nitrique se porte sur l'acide arsenieux, forme de l'acide arsenique qui s'empare de la potasse; il se dégage des vapeurs nitreuses et du gaz azote. On cesse le feu, quand il ne se dégage plus rien du creuset; lorsqu'il est refroidi, on jette de l'eau dedans, l'arseniate de potasse se dissout; on filtre,

et on fait évaporer jusqu'à pellicule, on obtient des prismes très-courts, terminés par des pyramides triangulaires, quelquefois sans prisme; mais il faut pour l'obtenir cristallisé, y ajouter de l'acide arsenique. Il est possible cependant qu'avec les proportions ci-dessus, on puisse l'obtenir cristallisé; il est employé en métallurgie comme fondant.

On décompose aussi le nitrate de soude par l'acide arsenieux.

Quand on fait cette opération, il faut y apporter le mêmes précautions que dans l'opération précédente. Les mêmes phénomènes ont lieu, et on peut se servir du même appareil. Le résidu lessivé ne fournit pas le même sel; il cristallise en prismes hexagones, terminés par des plans perpendiculaires à leur axe; c'est *l'arseniate de soude.*

Le nitrate d'ammoniaque peut être décomposé de même par l'acide arsenieux, mais les phénomènes sont différens. Cette opération demandoit autrefois beaucoup de précaution, mais *Pelletier* a prouvé qu'on pouvoit la faire sans danger; voici son procédé.

Quand on a fait le mélange, dans les proportions décrites ci-dessus, on l'introduit dans une cornue de verre lutée, assez vaste, qu'on place dans un fourneau de réverbère, avec un ballon pour récipient. Il faut commencer par un léger degré de feu, car la décomposition est si rapide, et les vapeurs nitreuses sortent avec une telle force, qu'elles entraînent une portion d'arsenic non décomposé; mais, si on va doucement, la décomposition est plus lente : d'abord il passe de l'acide nitreux, et pour peu qu'on augmente le feu, ou qu'on le continue,

il s'en dégage de l'ammoniaque ; enfin, si on donne un feu trop vif, il se sublime une portion d'oxide d'arsenic, sous la forme d'une poudre blanche, et il reste dans la cornue une masse vitreuse, qui attaque très-fort la cornue et la ronge ; c'est l'*acide arsenique.*

Quand l'opération a été conduite avec les précautions indiquées, il reste dans la cornue une masse saline, que l'on dissout dans l'eau bouillante ; on filtre la liqueur, et on la laisse évaporer à l'air ; elle fournit des cristaux. C'est l'*arseniate d'ammoniaque.*

Nous verrons bientôt que tous ces sels peuvent être préparés en combinant directement l'acide arsenique avec ces mêmes bases, en projetant, peu-à-peu, dans un creuset chauffé, le mélange. Par ce procédé, sur-tout si on est attentif, on prévient le gonflement ; mais il y a un inconvénient très-grand, qui est que lorsque l'acide arsenique est sans base, alors il porte son action sur l'argile du creuset ; mais, pour la décomposition du nitrate de potasse et de soude, on peut très-bien faire ces sortes de décompositions dans des creusets, sur-tout lorsqu'on ne cherche pas à conserver l'acide nitrique : alors, par les dissolutions et filtrations, on parvient à les priver de sel arsenical à base d'argile.

Acide arsenieux et acétate de potasse. M. Cadet fit connoître, il y a près d'un demi-siècle, l'action réciproque de ces deux substances. Il obtint un produit qui reçut le nom de *liqueur fumante* ; à cet effet il distilla parties égales d'acétate de potasse, et d'acide arsenieux. M. Thenard qui a répété cette expérience, a reçu les produits dans des ballons de verre, entretenus sans cesse au-dessous de zéro par un mélange de glace et de sel marin, qu'il renouveloit de

tems *en tems*. Il obtint d'abord un liquide peu coloré, sentant fortement l'ail, et bientôt un fluide élastique qui répandoit aussi la même odeur. En augmentant le feu la décomposition devint plus rapide, et le dégagement du gaz plus abondant; les récipiens se remplirent de vapeurs lourdes coulant comme de l'huile. Les gaz dont la quantité est très-grande, contiennent de l'hydrogène arseniqué.

Le produit liquide est formé de deux couches, tenant en suspension de l'arsenic métallique, qui ne tarde pas à se déposer sous la forme de flocons. La plus pesante a une odeur très-fétide, elle s'enflamme au contact de l'air, et dans le gaz acide muriatique oxigéné. L'analyse a démontré à M. Thenard, que cette liqueur étoit composée d'huile, d'acide acétique, et d'arsenic presqu'à l'état métallique; il pense qu'elle doit être regardée comme une espèce de savon à base d'acide et d'arsenic, ou comme une sorte d'acétate oleo-arsenical; quant à la liqueur supérieure, elle ne diffère suivant ce chimiste de l'inférieure, que parce qu'elle est dissoute dans beaucoup d'eau chargée de peu d'acide acétique.

L'acide arsenieux est composé, suivant M. Chenevix, de 75 d'arsenic et de 25 d'oxigène; cet acide est un poison très-violent. Les sulfures et hydro-sulfures peuvent être employés avec succès dans les empoisonnemens par l'arsenic.

§. III.

Acide arsenique.

Schèele a donné deux procédés pour obtenir cet acide; l'un par l'acide muriatique oxigéné, l'autre par l'acide

nitrique. *Voyez* acide arsenieux et acide nitrique, ainsi que la décomposition du nitrate de potasse, et du nitrate d'ammoniaque par l'acide arsenieux.

Cet acide est sous forme concrète, attirant l'humidité de l'air, d'une saveur plus forte que l'acide arsenieux, dont la pesanteur spécifique est de 3,391.

Il rougit les couleurs bleues végétales.

Si on met de l'acide arsenique dans une cornue de verre, et qu'on l'expose à un feu capable de la faire rougir, il coule transparent, et devient laiteux en refroidissant. Si l'on augmente la chaleur, au point que la cornue commence à fondre, l'acide entre en ébullition; mais il ne se sublime pas comme l'acide arsenieux.

Si, au lieu d'une cornue, on se sert d'un creuset couvert, et qu'on lui fasse subir une chaleur violente, l'acide bout fortement, et commence à fumer au bout d'un quart d'heure.

Si on place le creuset sous une cloche de verre, pendant que l'acide fume, on la trouve couverte intérieurement d'une poudre blanche, qui est de l'acide arsenieux, et non de l'acide arsenique. Il reste dans le creuset un peu de verre transparent, difficile à fondre, et qui s'étend sur les parois du creuset; c'est de l'arseniate d'alumine.

Le charbon décompose cet acide. A cet effet, on fait un mélange d'acide arsenique et de charbon, il faut environ une demi-partie de charbon; on introduit le mélange dans une cornue de verre, lutée avec de la terre, et on y adapte un matras: on place la cornue dans un fourneau de réverbère, ensuite on l'échauffe par degrés jusqu'à faire rougir son fond; alors toute la masse s'enflamme avec vio-

lence, l'acide est réduit et s'élève au col de la cornue à l'état de métal, mêlé d'un peu d'oxide et de poussière de charbon. On trouve dans le récipient quelques gouttes d'eau non acide.

Avec le soufre, on a des phénomènes différens. Si l'on fait digérer un mélange de six parties d'acide arsenique, et d'une partie de soufre pulvérisé, il n'éprouve aucun changement; mais, en le faisant évaporer à siccité, et distillant dans une cornue de verre, garnie de son récipient, il se fait une combinaison violente, aussitôt que le mélange est assez échauffé, pour faire couler le soufre. Toute la masse s'élève presqu'en une fois, et forme un sublimé rouge. Il passe dans le récipient de l'acide sulfureux.

D'après *Pelletier*, on peut encore opérer d'une autre manière.

On prend parties égales d'acide arsenique, sous forme vitreuse, et de soufre; on met le mélange dans un matras que l'on tient au feu pendant une heure; il s'en dégage de l'acide sulfureux très-vif: lorsqu'on ne sent plus l'acide sulfureux, on retire le matras du feu et on le casse; on trouve de très-beau réalgar sublimé.

L'acide arsenique perd sa propriété acide, lorsqu'on le met en contact avec le gaz hydrogène.

On prend de l'acide arsenique pur, on l'étend d'un peu d'eau distillée; la solution est transparente. On y fait passer une certaine quantité de gaz hydrogène, dégagé par l'action de l'acide sulfurique sur le fer: alors la liqueur se trouble, il se fait un précipité noirâtre, qui, bien lavé avec de l'eau distillée, représente tous les phénomènes de l'arsenic.

L'oxigène de l'acide s'est uni à l'hydrogène et a formé

de l'eau, tandis que l'acide arsenique s'est réduit : aussi trouve-t-on de l'arsenic métallique, et quelquefois un oxide gris-noir d'arsenic.

Si, au lieu du gaz hydrogène, on emploie du gaz hydrogène sulfuré, on obtient de l'eau, et un sulfure d'arsenic.

Avec le phosphore, on obtient de l'acide phosphorique et un phosphure d'arsenic qui se sublime.

L'acide arsenique se dissout dans trois ou quatre parties d'eau.

On ignore comment cet acide se comporte avec les autres acides.

Suivant *Schèele*, la barite, la chaux, la magnésie, l'alumine, forment des sels avec cet acide; mais ils sont peu connus, et peu employés. Si l'on verse de cet acide dans de l'eau de chaux, il se forme un arseniate de chaux, soluble dans un excès de sa base, ou dans un excès de son acide.

La même chose a lieu avec l'eau de barite et de strontiane. Ces arseniates terreux sont insolubles dans l'eau lorsqu'ils sont neutres.

Si l'on combine l'acide arsenique avec la potasse, on obtient un sel qui attire l'humidité de l'air, verdit le sirop violat sans altérer la teinture de tournesol. Si l'on ajoute à ce sel de l'acide arsenique, il rougit la teinture de tournesol, et donne des cristaux très-réguliers; on régénère le vrai sel neutre arsenical de *Macquer*, l'arseniate de potasse. M. *Fourcroy* le nomme *arseniate acidule de potasse*. *Voyez* acide arsenieux et nitrates.

Avec la soude, on produit un sel semblable à celui

obtenu, en décomposant le nitrate de soude par l'acide arsenieux.

Pour obtenir l'arseniate d'ammoniaque, on combine l'acide avec l'ammoniaque, jusqu'au point de saturation. On évapore ensuite la liqueur à une douce chaleur, et on la fait cristalliser.

On obtient des cristaux très-prononcés, qui ont une figure rhomboïdale, et qui, au premier coup d'œil, ressemblent au nitrate de soude : mais ils en diffèrent, en ce que, soumis à l'action du feu dans une cornue, ils perdent d'abord l'eau de cristallisation, puis l'ammoniaque; et il reste dans la cornue une mass e vitreuse, qui attire fortement l'humidité de l'air, et qui n'est que de l'acide arsenique très-pur.

Tous les arseniates alcalins sont décomposés par la chaux ; il paroît que la chaux et la barite ont beaucoup plus d'affinité avec cet acide, que n'en ont les alcalis.

Parmi les sels neutres, il n'y a que le sulfate de potasse, de soude, le nitrate de potasse, le muriate de soude, et le muriate d'ammoniaque, qui soient décomposés par l'acide arsenique ; mais cette décomposition n'a lieu qu'à l'aide du calorique.

CHAPITRE IV.

Du Tungstène et de l'Acide tungstique.

§. Ier.

Du Tungstène, ou Schéelin de Werner, *de* Karsten *et de M.* Haüy, *comme un hommage rendu au savant qui a frayé la route vers la découverte de ce métal.*

On connoît deux espèces de minérais qui méritent le titre générique de tungstène; la première blanche, connue sous le nom de *tungstène*, pierre pesante des Suédois, tungstate calcaire des chimistes.

La deuxième, désignée sous le nom de *wolfram* par les minéralogistes. Ce mot veut dire écume de loup, parce que les Allemands, lorsqu'ils en jetoient dans des fourneaux, oxidoient et scorifioient les métaux, au lieu d'opérer leur réduction : c'est du tungstate de fer.

M. *Haüy* désigne deux espèces de minérais.

Première : *Schéelin ferrugineux, six variétés.*

On trouve le schéelin ferrugineux à Altenberg, en Misnie; à Zinnwalde, en Bohème; à Westanfors, en Westmanie; dans la Saxe, où il accompagne les mines

d'étain; et en France, dans le département de la Haute-Vienne, montagne du Puy-les-Mines, près Saint-Léonard.

Deuxième : *Schéelin calcaire, deux variétés.*

Le schéelin calcaire se trouve à Marienberg et à Altenberg, en Saxe; à Schonfeldt et à Zinnwalde, en Bohême, à Riddarhyttan, en Suède, etc.

Sur les charbons, cette substance décrépite et ne se fond pas. Elle a une apparence spathique.

Quand on veut la distinguer des autres substances salines natives, on en réduit en poudre, et on verse dessus de l'acide nitrique foible, ou de l'acide muriatique, et on fait digérer à une douce chaleur. On ne tarde pas à voir, sur-tout avec le dernier, que la poudre prend à la fin une belle couleur jaune clair.

Pour décomposer le tungstate calcaire, on connoît plusieurs procédés.

1°. On mêle une partie de tungstate calcaire avec quatre parties de carbonate de potasse, et on fait fondre le mélange dans un creuset. Lorsque la matière est refroidie, on la met en poudre, et on verse dessus douze parties d'eau bouillante; puis on ajoute de l'acide nitrique, qui s'unit à la potasse avec laquelle il a plus d'affinité, et en précipite l'acide tungstique. On peut y repasser de l'acide nitrique qu'on évapore à siccité, et continuer ainsi jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges : on est assuré pour lors qu'il est complettement oxigéné.

2°. On prend douze parties d'acide nitrique foible sur une partie de tungstate calcaire; mais onfait cette opération à plusieurs reprises. Après l'action de trois parties

d'acide nitrique sur une de ce sel, on décante et l'on verse sur le résidu, deux parties d'ammoniaque caustique, et l'on chauffe ; la poudre que l'acide nitrique change en jaune, devient blanche par l'alcali : on répète l'action successive de l'acide et de l'alcali, jusqu'à ce que le tungstate calcaire soit tout-à-fait dissous.

Dans cette expérience l'acide nitrique décompose le tungstate calcaire, en s'emparant de la chaux ; et l'acide tungstique, mis à nu par cette décomposition, est enlevé par l'ammoniaque. Ce tungstate d'ammoniaque est ensuite décomposé par l'acide nitrique, qui a plus d'affinité avec l'ammoniaque, que celle-ci n'en a avec l'acide tungstique ; comme ce dernier acide est beaucoup moins soluble que le nitrate d'ammoniaque, il se précipite à mesure qu'il devient libre, sous la forme d'une poudre blanche : on lessive cette poudre avec de l'eau distillée froide, pour avoir l'acide tungstique bien pur.

L'acide sulfurique n'a que très-peu d'action sur le tungstate calcaire ; il n'en décompose qu'une très-petite partie.

L'acide muriatique agit sur le tungstate calcaire, de la même manière que l'acide nitrique ; il le décompose avec la même énergie.

Le tungstate de chaux cristallisé est translucide, et composé d'après M. *Klaproth*, de : 0,78 d'oxide jaune de tungstène, de 0,18 de chaux et de 0,03 de silice.

La couleur du tungstate de fer est d'un noir presque pur ; il cède facilement à l'action de la lime, et prend, à l'endroit où il a été attaqué, une teinte d'un brun légèrement violet.

Sa poussière, étendue avec frottement sur le papier; y forme des taches de cette même teinte.

Il est composé de lames brillantes qui se détachent aisément par la percussion.

Sa pesanteur spécifique est considérable; elle est, d'après M. *Haüy*, de 7,333.

Enfin, le wolfram n'est que médiocrement électrique par communication, et n'attire point l'aiguille aimantée.

Exposé au chalumeau, il est parfaitement infusible.

Le phosphate de soude et d'ammoniaque forme également un globule transparent d'une couleur rouge foncé.

Pour décomposer le wolfram, nous devons à MM. *Delhuyar* et *Vauquelin* divers procédés; 1°. par le nitrate de potasse; 2°. par le carbonate de potasse; 3°. par l'acide muriatique.

Quand on veut opérer la décomposition du wolfram par le nitrate de potasse, on projette peu-à-peu dans un creuset de porcelaine, rougi au feu, un mélange de trois parties de nitrate de potasse, et d'une partie de wolfram en poudre; il est nécessaire d'employer un grand creuset pour que la matière ne puisse pas en sortir par le bouillonnement considérable qu'elle éprouve de la part de l'acide nitreux qui se dégage en vapeurs rouges. Après avoir tenu la matière en fusion pendant une demi-heure, on la coule sur une plaque de fer où elle se prend en une masse d'une couleur verte, cristallisée en aiguilles à la surface: cette matière délayée dans l'eau laisse une poudre brune insoluble; la liqueur filtrée conserve une couleur verte: pour lui enlever cette couleur, on la fait bouillir pendant quelque tems, alors elle dépose de nouveau une substance brune.

Les acides précipitent de cette liqueur transparente une poudre blanche qui est l'acide tungstique, combiné avec la potasse, et qui a retenu une certaine quantité de l'acide employé à la précipitation de cette substance.

La poudre brune que la liqueur dépose par l'ébullition, ainsi que celle qui est insoluble dans l'eau, sont un mélange d'oxide de fer et d'oxide de manganèse.

On décompose aussi le wolfram, en exposant au feu un mélange d'une partie de cette substance, avec deux parties de carbonate de potasse.

La liqueur que l'on obtient, est de même une combinaison d'acide tungstique et de potasse.

L'analyse du wolfram, par l'acide muriatique, est préférable, parce que l'on peut obtenir très-facilement, et sur-le-champ, l'acide pur; au lieu que dans les expériences précédentes, il faut, pour obtenir de l'acide pur, décomposer le sel triple que l'on obtient.

On fait bouillir pendant un quart-d'heure deux cents parties de wolfram en poudre, avec trois fois son poids d'acide muriatique; dès que la liqueur commence à s'échauffer, il se forme une poussière jaune, et la liqueur prend une couleur brune. Après le refroidissement on décante la liqueur, et on lessive le dépôt; on fait digérer celui-ci pendant quelques heures avec de l'ammoniaque qui en dissout une partie. On répète successivement sur ce résidu les mêmes opérations, jusqu'à ce qu'enfin la matière, n'éprouvant plus d'altération ultérieure, il ne reste qu'environ six parties insolubles. En répétant ainsi ce procédé, on parvient à décomposer entièrement le wolfram; la liqueur ammoniacale étant évaporée à siccité, et le sel qu'elle fournit calciné, on obtient une poudre

jaune qui répond à cent trente-quatre parties. L'on met dans la liqueur acide, contenant le fer et le manganèse, de l'acide sulfurique, et on la fait évaporer jusqu'à siccité. On dissout dans l'eau les sulfates de fer et de manganèse; il reste sur le filtre trois parties de silice. L'on sature l'excès d'acide de la liqueur avec du carbonate de potasse; la liqueur prend une couleur brune, mais ne se trouble point : par l'ébullition, elle perd sa couleur brune, et dépose une poudre rouge. La liqueur claire et blanche, mêlée avec du carbonate de potasse, laisse encore précipiter une matière jaunâtre, composée d'oxide de manganèse et d'oxide de fer. En traitant le précipité par les moyens indiqués dans l'expérience précédente, on sépare l'oxide de manganèse.

D'après cette expérience, M. *Vauquelin* a retiré de cent parties de wolfram : acide tungstique calciné, 67; oxide de fer noir, 18; oxide de manganèse noir, 6,25; silice, 1,50.

Du Tungstène métal.

Pour obtenir cette substance à l'état métallique, *voyez* le procédé, article *schéelin calcaire*, pag. 292.

Lorsque ce métal est pur, il est d'un blanc gris, extrêmement dur, très-cassant et cristallisable. La lime ne l'attaque que difficilement; il n'obéit point à la force magnétique.

M. *Guyton* est parvenu à obtenir un culot du poids de 35 grammes bien arrondi, à une forge à trois vents, où l'intensité du feu peut être portée à 185 degrés pyrométriques.

Il résulte des expériences de ce chimiste, que la pesanteur spécifique de ce métal est de 7,33; que l'infusibilité et la fragilité du tungstène ne laissent guère d'espérance d'en faire des applications aux arts, quoique les mines en soient abondantes dans plusieurs de nos départemens, qu'au moyen des alliages où on le fera entrer, ou par la propriété qu'il a reconnue à ses oxides, de donner des couleurs fines, et de fixer les couleurs végétales.

On croit que ce métal s'oxide facilement à l'air. Sa combinaison avec des corps combustibles, n'est pas connue; les acides n'agissent point, ou très-peu, sur le tungstène.

Si l'on fait bouillir une petite quantité de tungstène avec de l'acide muriatique, il ne se dégage pas de gaz hydrogène; et le métal ne paroît subir aucun changement.

Si l'on fait bouillir de l'acide nitro-muriatique sur le même métal, il s'oxide un peu; il se dégage des vapeurs rouges, et la couleur grise du métal est changée en un gris-blanc.

§. II.

De l'Acide tungstique.

Cet acide, comme nous l'avons dit, se trouve toujours à l'état de combinaison.

Voyez, pour la manière de l'extraire, les articles *tungstate calcaire* et *tungstate de fer*.

Traité au chalumeau dans une cuiller de platine, cet

acide prend une couleur vert foncé; il devient presqu'entièrement noir sur le charbon.

Il se dissout dans le borax, sans altérer la couleur et la transparence du globule, même lorsqu'on en ajoute en assez grande quantité; cependant une très-grande dose colore enfin le borax en noir ou bleu foncé.

Le phosphate ammoniacal de soude dissout parfaitement cette matière, et forme un globule d'un bleu foncé.

Lorsque l'on calcine pendant longtems cet acide avec le contact de l'air, sa couleur jaune devient plus foncée, et passe quelquefois au vert; en l'exposant au feu pendant plusieurs heures, dans un creuset couvert, il prend une couleur gris noirâtre.

Cet acide, ainsi calciné, n'a aucune saveur; il n'est point soluble dans l'eau, et infiniment peu dans les acides.

En triturant avec de l'eau l'acide tungstique, il y reste suspendu pendant longtems, et forme une espèce de lait jaunâtre, qui ne colore point en rouge les couleurs végétales bleues.

Il ne change pas non plus de couleur, en l'exposant soit au soleil ou à l'humidité.

Les acides n'ont aucune action sur cet acide, ou du moins les altérations qu'il éprouve ne sont pas encore assez bien connues.

D'après ces expériences, M. *Vauquelin* conclut que la substance formée par la combinaison du tungstène avec l'oxigène, ne jouit véritablement point des propriétés qu'on a jusqu'ici attribuées aux acides, puisqu'elle est insoluble dans l'eau, qu'elle n'altère point

les couleurs bleues végétales, et qu'elle n'a point de saveur sensible. Si *Schèele*, ajoute le même chimiste, l'a regardée comme un acide, c'est qu'il ne l'a jamais obtenue qu'en combinaison triple, laquelle présente en effet des propriétés acides, parce qu'elle retient constamment une portion de l'acide qui a servi à précipiter l'acide tungstique de ses dissolutions alcalines.

M. *Vauquelin* conseille donc d'exclure cette substance des acides métalliques, et de la regarder comme un oxide de tungstène; tels que les oxides de zinc, d'étain, d'antimoine et d'arsenic, qui, comme cette substance, s'unissent aux terres, aux alcalis et à quelques autres oxides métalliques, avec lesquels ils forment des espèces de sels neutres.

Quand on veut réduire l'oxide de tungstène à l'état métallique, on introduit dans un creuset brasqué cent parties d'oxide de tungstène, mêlées avec un peu d'huile, et l'on expose le mélange, pendant deux heures, au feu violent d'un fourneau de forge. Après le refroidissement on trouve dans le creuset une matière d'un gris noirâtre formée d'une grande quantité de petits globules.

§. III.

Des Tungstates.

Nous avons parlé au commencement de cet article des tungstates de chaux et de fer: ces sels sont natifs et insolubles dans l'eau.

Tungstate de magnésie.

On mêle de l'oxide de tungstène avec du carbonate de magnésie et de l'eau; on fait bouillir le mélange pendant quelque tems, et la liqueur filtrée laisse précipiter une poudre blanche par le mélange d'un acide. On obtient par l'évaporation un sel soluble, qui a la même saveur que les autres sels de cette nature; il est inaltérable à l'air, et il cristallise en petites paillettes brillantes.

On ignore si cet oxide se combine avec la barite, la strontiane et l'alumine.

Tungstate de potasse.

La potasse caustique dissout l'oxide de tungstène, même à froid; mais malgré qu'on fasse bouillir la liqueur, et qu'il reste une certaine quantité d'oxide de tungstène qui n'a point été dissous, la liqueur contient toujours un excès de potasse: on obtient par l'évaporation un sel sous la forme d'une poudre blanche, qui ne présente point de cristallisation régulière.

Ce sel a une saveur métallique et caustique; il est soluble dans l'eau, attire fortement l'humidité de l'air; sa solution dans l'eau est décomposée par tous les acides qui y occasionnent un précipité blanc, lequel est un sel triple, différent suivant la nature de l'acide que l'on a employé.

Tungstate de soude.

On traite de la même manière cet oxide, avec une solution de soude caustique et même du carbonate de soude. En faisant évaporer la liqueur, on obtient un sel cristallisé en lames hexaèdres alongées.

Ce sel a une saveur âcre et métallique; il est soluble dans quatre fois son poids d'eau froide; l'eau bouillante en dissout la moitié de son poids. Il rétablit la couleur du tournesol rougie par un acide; les acides sulfurique, nitrique, muriatique, acétique et oxalique le décomposent et forment un sel blanc, qui est un trisule; il est de même précipité par l'eau de chaux. L'acide phosphorique n'y occasionne aucun précipité.

Le muriate de chaux, de barite et le sulfate acide d'alumine y occasionnent un précipité blanc.

Tungstate d'ammoniaque.

L'ammoniaque dissout facilement, même à froid, l'oxide de tungstène; il résulte de cette combinaison un sel qui cristallise, tantôt en petites paillettes pareilles à celles de l'acide boracique, tantôt en petites aiguilles qui affectent la forme d'un prisme tétraèdre.

Ce sel a, comme les autres de ce genre, une saveur métallique; il est soluble dans l'eau, n'attire point l'humidité de l'air, et est parfaitement décomposé par la chaleur.

L'ammoniaque en se dégageant laisse l'oxide de tung-

stène à nu avec une couleur jaune : cent parties de ce sel contiennent soixante-dix-huit parties d'acide tungstique.

CHAPITRE V.

Du Molybdène et de son acide.

§. Ier.

Du Molybdène.

On a trouvé le molybdène en Irlande, en Suède, en Saxe, en Espagne et en France; celui d'Irlande se trouve par lames dans du feld-spath rouge, mêlé de quartz.

Guillaume Bowles dit avoir trouvé du molybdène près du hameau de Réal de Monasterie; il est dans les bancs de grès, mêlé quelquefois de granit.

M. *Haüy* en fait une espèce unique. Il en décrit trois variétés, prismatique, trihexaèdre, lamellaire.

Le molybdène se trouve aussi à l'état d'acide combiné avec le plomb, appelé plomb molybdaté, ou plomb jaune de Carinthie, substance qui renferme, d'après *Macquart* 0,58 de plomb et 0,28 d'acide molybdique.

On a confondu pendant longtems sous les noms de mine de plomb noir, plomb minéral, plombagine ou

molybdène, des substances que l'analyse la plus exacte de *Schèele* a prouvé être de nature différente.

Le molybdène sulfuré ne peut plus être confondu avec la mine dont on fait des crayons pour le dessin, et qu'on appelle plombagine. Les différences qui les caractérisent sont assez saillantes pour qu'il ne reste plus aucun doute.

Le molybdène sulfuré est composé de particules lamelleuses plus ou moins grandes, peu serrées les unes contre les autres : il est doux et gras au toucher, tache les doigts et laisse des traces d'un vert jaunâtre sur la porcelaine ; il a un aspect bleuâtre qui approche beaucoup de celui du plomb ; les traits qu'il laisse sur le papier ont un brillant argentin, tandis que ceux de la plombagine sont d'une couleur plus sombre, plus matte, la poussière en est bleuâtre ; il donne à la calcination une odeur de soufre : le résidu est une matière blanchâtre. L'acide sulfurique, nitrique et l'acide arsenique sont les seuls qui l'attaquent ; il se dissout dans la soude, au feu du chalumeau ; il fait détonner le nitrate de potasse, et le résidu est rougeâtre.

Exposé à la flamme du chalumeau, dans une cuiller, il laisse échapper une fumée blanche d'une odeur sulfureuse.

Le sulfure de molybdène est indestructible dans des vaisseaux clos, et très-réfractaire.

Quand on veut pulvériser le sulfure de molybdène, il faut jeter dans le mortier un peu de sulfate de potasse ; on lave ensuite la poudre avec de l'eau chaude qui emporte le sel.

L'acide muriatique n'a point d'action sur le sulfure de molybdène ; mais il n'en est pas de même de l'acide nitrique. Celui-ci l'attaque avec force, et, lors de l'action, il se dégage une très-grande quantité de vapeurs rouges, et le sulfure de molybdène est changé sur-le-champ en une poudre blanche. Il faut environ trente parties d'acide nitrique, sur une de sulfure de molybdène ; on distille à plusieurs reprises : on peut chaque fois employer six parties d'acide. Lorsque tout l'acide est employé, et que l'on n'apperçoit plus de vapeurs, on retire la poudre blanche restée dans la cornue ; on la lave avec un peu d'eau distillée, pour la débarrasser des dernières portions d'acide sulfurique qui pourroient y adhérer : il est même nécessaire, avant de la laver, de la chauffer légèrement dans un creuset. L'oxigène de l'acide nitrique se porte sur le molybdène et sur le soufre ; il transforme l'un en oxide métallique, et l'autre en acide sulfurique. C'est ce moyen qu'il faut employer quand on veut obtenir l'acide molybdique.

L'acide molybdique, obtenu par la calcination, ou par l'action de l'acide nitrique, est irréductible quand on le traite avec le flux noir, l'alcali, le charbon, ou les autres fondans salins ; cependant, si on ajoute de l'oxide de plomb ou de cuivre, les métaux qui en résultent sont alliés d'une portion de molybdène, qu'on peut en séparer.

L'oxide de molybdène, empâté d'huile et desséché au feu, mis dans le creux d'une brasque, et poussé à un feu violent pendant deux heures, on trouve la substance agglutinée, noire, se brisant facilement sous les doigts, ayant le brillant métallique ; vu à la loupe, on y apperçoit

de petits grains arrondis, et d'une couleur métallique grisâtre. C'est là le vrai métal de molybdène.

Le molybdène se calcine et passe à l'état d'oxide plus ou moins blanc.

Il détonne avec le nitre, et le résidu est un oxide de molybdène mêlé à l'alcali.

L'acide sulfurique bouillant oxide le métal, et il se dégage de l'acide sulfureux.

L'acide nitrique le convertit en un acide blanc.

Traité avec les alcalis, par la voie sèche, ceux-ci en dégagent du gaz hydrogène, et le résidu n'est plus que le molybdène à l'état d'oxide combiné à l'alcali.

Il s'allie avec les métaux de diverses manières. Son alliage avec le fer, le cuivre et l'argent, est très-friable.

Enfin, traité avec le soufre, il régénère le minéral de molybdène, sulfure de molybdène.

§. II.

De l'Acide molybdique.

M. *Klaproth* a retiré cet acide d'une mine de plomb jaune.

Pour l'obtenir artificiellement, il y a quatre procédés.

Le premier consiste à oxider le sulfure de molybdène par le feu et l'air; à cet effet, on met dans un creuset du sulfure de molybdène, on le recouvre d'un autre creuset, et l'on chauffe. Il se sublime une matière blanche, quelquefois cristallisée; c'est de l'acide molybdique.

Le second procédé est de traiter le sulfure par l'acide nitrique. *Voyez* le paragraphe précédent.

Le troisième consiste à distiller du sulfure de molybdène avec de l'acide arsenique. Il se sublime de l'arsenic et du sulfure d'arsenic ; il passe de l'acide sulfureux, et il reste dans la cornue de l'acide molybdique concret.

Le quatrième est de projeter dans un creuset trois parties de nitrate de potasse et une partie de sulfure de molybdène bien pulvérisés et mêlés ensemble auparavant. Il résulte une masse rougeâtre composée d'oxide de fer, de sulfate de potasse et de molybdate de potasse. On lessive cette masse dans l'eau, l'oxide de fer seul reste ; on évapore la dissolution, et l'on obtient le sulfate de potasse cristallisé. On verse ensuite dans la liqueur qui refuse de cristalliser, de l'acide sulfurique ; il se forme un molybdate avec excès d'acide molybdique qui se précipite. On voit donc que ce procédé ne peut être employé pour avoir l'acide molybdique pur, et que l'on doit préférer le second procédé.

Cet acide est blanc ; il laisse sur la langue une saveur sensiblement acide et métallique. Sa pesanteur spécifique est, suivant *Bergmann*, à celle de l'eau pure : :: 3,460 : 1,000.

Il n'éprouve aucune altération à l'air. Il ne se sublime que par le concours de l'air. Il colore d'un beau vert le phosphate natif. Au chalumeau, il se volatilise en une fumée blanche, qui se condense en cristaux aiguillés, et il se fond en partie sur les parois du creuset.

Si on le traite à la distillation avec trois parties de soufre, on régénère le sulfure de molybdène.

Il se dissout dans cinq cent soixante-dix parties d'eau à une température moyenne.

Il décompose les solutions de savon, et les sulfures alcalins.

La solution de cet acide devient bleue, et prend de la consistance par le froid.

L'acide molybdique se dissout en grande quantité dans l'acide sulfurique concentré à l'aide de la chaleur ; cette dissolution prend une belle couleur bleue et s'épaissit par le refroidissement. On fait disparoître ces deux phénomènes en la chauffant, et ils reparaissent à mesure que la liqueur refroidit : si l'on chauffe fortement cette combinaison dans une cornue, l'acide sulfurique se volatilise, et l'acide molybdique reste sec au fond de ce vaisseau.

L'acide nitrique n'a nulle action sur l'acide molybdique.

L'acide muriatique en dissout une quantité considérable à l'aide de l'ébullition : si on distille la dissolution, on a un résidu d'un bleu obscur ; en augmentant la chaleur, il s'élève un sublimé blanc, mêlé d'un peu de bleu : ce qui passe dans le récipient, est de l'acide muriatique oxigéné. Il est facile de concevoir que dans cette opération l'acide muriatique enlève une portion d'oxigène à l'acide molybdique, et qu'une portion de cet acide passe à l'état d'oxide de molybdène.

L'acide molybdique décompose, à l'aide de la chaleur, les nitrates et les muriates alcalins, en dégageant leurs acides, et il forme avec leurs bases des sels neutres, dont *Schèele* n'a point examiné toutes les propriétés.

Cet acide dégage aussi l'acide carbonique des trois alcalis, et forme des sels neutres avec leurs bases.

Les expériences de *Schèele* nous prouvent que l'alcali fixe rend l'acide molybdique plus soluble dans l'eau ; que ce sel empêche cet acide de se volatiliser par la chaleur ; que le molybdate de potasse se précipite par refroidissement en petits cristaux grenus ; qu'on peut le séparer de son dissolvant par les acides sulfurique et muriatique.

Le molybdate de potasse en dissolution mêlé avec le muriate d'étain, forme un précipité d'un beau bleu foncé, et le nitrate de plomb y occasionne un précipité jaune. C'est le caractère le plus frappant qu'offre ce métal.

L'acide molybdique décompose le nitrate et le muriate de barite. Le molybdate de barite est soluble dans l'eau.

Il décompose en partie le sulfate de potasse par une forte chaleur.

Cet acide dissout plusieurs métaux, et prend une couleur bleue à mesure qu'il leur abandonne une portion de son oxigène.

CHAPITRE VI.

Du Chrôme et de l'Acide chrômique.

§. Ier.

Du Chrôme.

Ce métal, découvert par M. *Vauquelin*, se trouve à l'état d'acide dans le plomb rouge de Sibérie, à l'état d'oxide dans l'émeraude et dans le plomb vert qui accompagne le plomb rouge.

On le rencontre également dans quelques serpentines, dans le spinelle rubis et dans un grand nombre d'autres fossiles.

M. *Pontier* a trouvé dans le département du Var, à la Bastide de la Carrade, près Gassin, une substance en masse irrégulière, d'un brun foncé, ayant un éclat métallique et une dureté moyenne. Ce minéral avoit été analysé par M. *Tassaert*; mais M. *Vauquelin* en a fait une nouvelle analyse; il y a trouvé quatre substances: 1°. de l'acide chrômique, 43; 2°. de l'oxide de fer, 34,7; 3°. de l'alumine, 20,3; 4°. de la silice, 2.

Il pense que l'on doit regarder ce minéral comme un chrômate à double base, (le fer et l'alumine) lequel est mêlé accidentellement à la silice.

M. *Laugier* a aussi analysé cette substance. Ses résultats diffèrent peu de ceux qu'a obtenus M. *Vauquelin*;

il a trouvé que le chrômate de fer de Sibérie contenoit : oxide de chrôme, 53 ; oxide de fer, 34 ; alumine, 11 ; silice, 1 ; trace de manganèse, 1.

M. *Laugier*, pense que ce minéral, nommé jusqu'à présent chrômate de fer, n'est réellement qu'une combinaison des oxides de chrôme et de fer.

Le même chimiste a trouvé une petite quantité de chrôme dans les aérolites.

M. *Vauquelin* indique les usages auxquels le fer chrômaté pourroit être employé dans les arts ; il pense qu'il pourroit être employé avec succès dans les manufactures de porcelaine, pour les verts, depuis la nuance de l'émeraude, en l'employant pur, jusqu'au vert serin, en le mêlant au plomb ou à l'antimoine. Le vert qu'il donne, lorsqu'il est seul dans un vernis, est beaucoup plus beau et plus solide que ceux que fournissent le cuivre ou les mélanges de cobalt, de plomb et d'antimoine.

Il sera également employé dans les verreries pour le même usage ; il donnera au verre toutes les nuances de vert possibles.

Il ne sera pas moins utile à ceux qui s'occupent de la fabrication des cristaux colorés, pour imiter les émeraudes ; à cet égard on n'aura rien à desirer pour les nuances et la beauté des couleurs, puisque c'est cette substance qui colore les véritables émeraudes.

On pourra de même le faire servir à la peinture en séparant son acide du fer, et en le combinant ensuite à divers oxides métalliques, par la voie des doubles affinités : on peut en tirer des couleurs belles et solides ; son oxide vert pourra être aussi employé au même objet.

Les combinaisons du chrôme avec l'oxigène donnent un oxide vert, ou un acide rouge, suivant les proportions de ce principe, et ces substances communiquent leur couleur à toutes les combinaisons où elles entrent; le nom de chrôme, qui signifie couleur, convient donc parfaitement à cette substance.

Pour obtenir cet acide, on fait bouillir le plomb rouge, réduit en poudre, avec deux parties de carbonate de potasse; le plomb se combine avec l'acide carbonique de la potasse; l'alcali se trouve ensuite uni à un acide particulier qui lui donne une couleur jaune-orangée, et la propriété de fournir des cristaux de la même couleur. Cette nouvelle combinaison est ensuite décomposée par les acides minéraux; et en faisant évaporer la liqueur dans laquelle on a opéré la décomposition, on obtient: 1°. le sel formé par l'acide minéral ajouté; 2°. l'acide du plomb rouge, sous la forme de prismes alongés, d'une couleur de rubis.

L'autre méthode consiste à mettre sur une partie de plomb rouge, réduit en poudre, autant d'acide muriatique concentré, étendu d'une même quantité d'eau; il se forme du muriate de plomb qui se dépose sous la forme de cristaux blancs, et la liqueur prend une très-belle couleur orangée. Lorsqu'on a employé des proportions convenables d'acide, d'eau et de plomb, l'on peut, en faisant évaporer la liqueur à une chaleur douce, et sans le contact de la lumière, obtenir des cristaux d'acide de couleur de rubis.

L'acide chrômique obtenu par ce procédé retient toujours de l'acide muriatique.

L'acide sulfurique décompose aussi le plomb rouge en

s'emparant du plomb ; mais ce moyen n'est pas aussi bon pour en extraire l'acide, parce que, pour peu qu'on en ajoute plus qu'il ne faut, il est fort difficile de l'en séparer.

L'acide nitrique ne fait subir aucun changement à la nature du plomb rouge.

Pour réduire cet acide à l'état métallique, on prend soixante-douze parties d'acide chrômique, on le met dans un creuset de charbon, que l'on place dans un autre creuset de porcelaine rempli de poussière de charbon ; on place l'appareil dans un fourneau de forge, et on le chauffe pendant une heure à l'action d'un feu très-vif. On trouve ensuite dans le creuset de charbon, une masse métallique d'un gris-blanc, formée d'aiguilles entrelacées les unes dans les autres. De soixante-douze parties, M. *Vauquelin* a obtenu quarante-trois parties de métal.

Ce métal est très-fragile, infusible, fixe, et cristallise en aiguilles.

Exposé à la chaleur du chalumeau, il se recouvre d'une croûte lilas, qui devient verte en refroidissant.

Chauffé au même appareil avec du borax, il ne se fond pas ; mais une partie, après s'être oxidée, se dissout dans ce sel, et lui communique une très-belle couleur verte.

Les acides n'ont sur lui qu'une très-foible action. L'acide nitrique est le seul qui lui fasse subir un changement remarquable ; en distillant cinq à six fois de suite, jusqu'à siccité, vingt parties de cet acide concentré, sur une du métal, on le convertit en une poudre jaune-orangée, qui commence par être verte.

Cette poudre a toutes les propriétés de l'acide chrômique.

§. II.

De l'acide chrômique.

Outre les procédés indiqués à l'article précédent, on peut se procurer l'acide chrômique, en décomposant le chrômate d'argent par l'acide muriatique, ou le chrômate de barite par l'acide sulfurique.

L'acide chrômique a une couleur rouge-orangée, une saveur piquante et métallique; il est très-soluble dans l'eau, et sa dissolution évaporée à une chaleur douce, ou spontanément à l'air, cristallise en petits prismes alongés, qui ont une couleur rouge de rubis.

Si l'on mouille un papier de cet acide, et qu'on l'expose pendant quelques jours aux rayons du soleil, il prend une couleur verte, qui ne change point dans l'obscurité.

Une lame de fer, d'étain, mise dans la dissolution de cet acide, lui fait prendre la même couleur.

L'éther, l'alcool bouillis quelques instans avec cette substance, produisent le même effet.

L'acide muriatique, chauffé dans une cornue avec cet acide, soit solide, soit dissous, produit une vive effervescence; il se forme beaucoup d'acide muriatique oxigéné, et la liqueur prend une belle couleur verte foncée.

Cet acide, mêlé avec une dissolution d'hydro-sulfure de potasse, est précipité sous la forme de flocons d'un brun verdâtre.

La solution aqueuse du tannin le précipite en flocons d'une couleur brune-fauve.

Chauffé au chalumeau, sur un charbon, il bouillonne, et laisse une matière verte infusible.

Fondu avec le verre phosphorique et avec le borax, il communique aux perles vitreuses qui en résultent, une très-belle couleur verte d'émeraude.

DES CHRÔMATES TERREUX.

§. III.

Chrômate de Barite.

L'acide chrômique s'unit facilement à la barite; il forme avec cette terre un sel très-peu soluble dans l'eau; car, en versant dans une solution de cette terre de l'acide chrômique liquide, il se forme un précipité d'une couleur jaune-citrine pâle; cependant, ce sel n'est pas entièrement insoluble, car la liqueur conserve encore une légère couleur jaune, quoique les deux principes du sel soient réciproquement saturés.

Ce sel pulvérulent n'a pas de saveur sensible.

Il est décomposé par les acides minéraux; il donne du gaz oxigène au feu, et il reste à l'état d'une masse terreuse d'une couleur verte.

§. IV.

Chrômate de Chaux.

Le sel formé par la combinaison de la chaux et de l'acide chrômique, ne diffère de celui de barite que par

moins de solubilité, par des affinités et proportions différentes dans ses principes.

Au feu, et avec les acides, il se comporte de la même manière que le sel formé par la barite et cet acide.

On n'a point encore examiné les autres combinaisons terreuses.

§. V.

Chrômates alcalins.

Le procédé le plus simple pour préparer ces sels, consiste à faire bouillir, sur une partie de plomb rouge réduit en poudre fine, deux parties d'un alcali uni à l'acide carbonique, avec quarante parties d'eau ; par ce moyen, il s'établit une double affinité, en vertu de laquelle il se forme du carbonate de plomb qui tombe au fond, et une combinaison de l'acide du plomb avec l'alcali dont on s'est servi, combinaison qui, étant soluble, reste dans l'eau.

Comme le plomb rouge est très-rare, on se sert avec plus d'économie du chrômate de fer. Pour cela, on fait rougir dans un creuset une partie de chrômate de fer en poudre fine avec deux parties de potasse caustique ; on lessive ensuite et l'on fait évaporer lentement, le chrômate de potasse se cristallise en paillettes jaunes. On peut faire avec ce chrômate de potasse presque tous les autres chrômates et même l'acide chrômique. La dissolution du chrômate de potasse est précipitée en rouge plus ou moins foncé par les nitrates d'argent et de mercure, en jaune par l'acétate de plomb

et le muriate de barite ; le précipité est rouge marron avec le nitrate de cuivre.

La couleur des combinaisons de l'acide avec les autres alcalis, est d'un jaune-citron ; celle avec l'ammoniaque, est sous la forme de lames jaunes, qui ont le brillant et le reflet métallique de l'or.

Leurs dissolutions donnent des cristaux qui ont à-peu-près la même nuance, seulement un peu plus foncée.

Ces sels sont décomposés par la barite, la chaux et la strontiane.

Les acides minéraux les décomposent aussi, mais d'une manière inverse.

Ces sels donnent, par l'action du feu, du gaz oxigène, et leur résidu est sous la forme d'une masse verte : il faut cependant en excepter celui d'ammoniaque, dont la base est en partie décomposée par l'oxigène de l'acide, et il laisse dans la cornue un oxide vert pur, parce que la portion d'ammoniaque non décomposée se volatilise.

M. *Godon* a fait une suite d'expériences sur le chrôme ; il résulte que le chrômate de potasse cristallise en prismes rhomboïdaux.

Que le chrômate de barite donne à la porcelaine une couleur verte jaunâtre.

Que le chrômate de chaux est soluble dans l'eau et susceptible d'une cristallisation régulière.

Que l'acide chrômique peut s'unir à la silice, qu'on obtient un sel d'une couleur rosée, insoluble dans l'eau et inaltérable au feu de porcelaine.

Enfin, que le chrôme existe dans le chrômate de

fer en état d'oxide, et que celui-ci par l'action de la potasse se transforme en acide à l'aide de la chaleur.

CHAPITRE VII.

Du Columbium.

Ce minéral a été trouvé en Amérique, et en l'honneur de *Christophe Colomb*, on l'a appelé *Columbium.*

Il fut envoyé à sir *Hans Sloane* par M. *Winthrop*, de Massachusett, parmi des mines de fer.

Ce minéral est lourd et de couleur gris foncé, ayant l'apparence du chrômate de fer.

Les acides nitrique, muriatique et sulfurique, n'agissent que très-foiblement sur ce minéral; c'est cependant l'acide sulfurique qui produit le plus d'effet, et il dissout un peu de fer.

On le décompose avec le carbonate de potasse et l'acide muriatique, que l'on fait agir alternativement. L'acide carbonique est chassé, l'acide muriatique s'empare du fer, et la potasse se combine avec l'acide du métal; on l'en sépare par l'acide nitrique que l'on peut mettre en excès; et il se forme un précipité blanc, floconneux et abondant, qui est l'acide du métal. Le minéral dont la découverte est due à M. *Hatchett*, est composé de 0,21 de fer oxidé et de 0,78 de columbium. L'acide ainsi obtenu est insoluble dans l'acide nitrique bouillant, et conserve sa blancheur parfaite. L'acide muriatique bouillant le dissout lorsqu'il a été récemment séparé de la

potasse, il est aussi dissoluble dans l'acide sulfurique fortement chauffé.

Ces solutions acides, lorsqu'on les sature par les alcalis, donnent des précipités blancs floconneux : le prussiate de potasse donne un précipité vert-olive, et la teinture de noix de galle, un precipité foncé, couleur orangée; l'eau même ajoutée en abondance aux solutions dans l'acide sulfurique, précipite la substance à l'état de sulfate, qui, en se desséchant, passe du blanc au bleu, et devient finalement gris. Le zinc forme un précipité blanc.

Le précipité blanc se combine avec la potasse et la soude, tant par la voie sèche que par la voie humide. Il chasse l'acide carbonique, et forme avec la potasse un sel en écailles brillantes, qui ressemble beaucoup à l'acide boracique.

Les acides le séparent des alcalis fixes, et lorsqu'on les met en excès, ils ne le dissolvent qu'à l'aide de la chaleur; et même dans ce dernier cas, l'acide nitrique demeure sans effet. On observe des résultats analogues quand on ajoute aux solutions acides des alcalis en excès.

Si l'on verse sur les solutions alcalines de cette substance, l'hydro-sulfure d'ammoniaque, on a un précipité couleur de chocolat. L'ammoniaque ne se combine pas avec le précipité blanc.

Quand on ajoute aux solutions alcalines le prussiate de potasse, ou la teinture de noix de galle, il n'y a point d'effet jusqu'à ce qu'on verse un acide sur le tout; alors on obtient les précipités vert, olive et orange, dont il a

été question ci-dessus. Les solutions acides et alcalines sont sans couleur.

Le précipité blanc ne se combine pas avec le soufre par la voie sèche.

Uni par la fusion au phosphate d'ammoniaque, il forme un verre de couleur bleue tirant sur le pourpre.

Il rougit le papier teint en bleu, par le tournesol.

Il paroît très-difficile à réduire, ou à obtenir en état métallique.

D'après ces propriétés, cette substance paroît être un métal acidifiable, différent des métaux connus.

CHAPITRE VIII.

Du Titane.

La découverte de ce métal est due à M. *Klaproth*. La nature n'a offert jusqu'à présent le titane qu'à l'état d'oxide.

La substance dont on extrait le titane est un schorl rouge qui se trouve principalement en Hongrie. On l'a trouvé depuis en plusieurs endroits, en Bretagne et dans le canton de Saint-Yriez, département de la Haute-Vienne, près de Moutier, département du Montblanc, dans la vallée de Doron.

La couleur du schorl rouge de France, est dans quelques échantillons d'un rouge clair, à-peu-près comme celui de l'argent rouge, et d'un rouge foncé dans quelques autres. Il se rencontre à la surface du sol, sous la forme

de petites masses, grosses au plus comme le pouce, dont la plupart ont été roulées et usées à la surface. Quelques-unes conservent quelquefois une forme cristalline régulière. Sa dureté est très-considérable; il raie le verre, et se réduit très-difficilement en poudre. Les éclats qui s'en détachent par le choc, sont très-brillans, et présentent des surfaces très-polies.

Cet oxide, fondu avec l'émail, donne à la porcelaine un jaune sale, opaque et piqueté, qui n'est d'aucun usage.

Lorsqu'on fait rougir le schorl rouge avec du carbonate de potasse, le schorl enlève à la potasse une certaine quantité d'acide carbonique.

Pour faire cette expérience on prend cent parties de schorl rouge réduites en poudre fine; on les fait fondre dans un creuset avec six cents parties de carbonate de potasse. La masse acquiert une couleur verdâtre. Si l'on délaie cette masse fondue dans l'eau bouillante, elle dépose une poudre blanche légèrement rosée.

Cette substance ne diffère du schorl rouge que par la présence de l'acide carbonique, et par une plus grande quantité d'oxigène; c'est donc un carbonate de titane.

Pour réduire cet oxide, on prend du carbonate de titane, préparé ci-dessus; on en forme une pâte avec l'huile de poisson : on place le mélange au milieu d'une brasque de charbon en poudre fine, et d'un peu d'alumine; on soumet le tout pendant une heure et demie à l'action d'un feu violent : on obtient une substance noirâtre, boursouflée, dont quelques points ont une couleur métallique rougeâtre.

Les acides ont très-peu d'action marquée sur ce métal.

Si l'on fait bouillir pendant longtems une petite quantité de titane métallique avec de l'acide nitrique pur, il n'y a pas d'action très-marquée entre ces deux corps. Cependant, les points brillans et métalliques qu'offre cette matière, disparoissent, et sont remplacés par une matière blanche.

Avec l'acide nitro-muriatique, il se forme une poussière blanche qui s'étend dans toute la liqueur. La surface du titane se couvre également d'une pellicule blanche.

Avec l'acide sulfurique, dès que l'ébullition commence, il se dégage des vapeurs d'acide sulfureux, et la matière se change en poussière blanche, dont une partie reste en dissolution dans l'acide sulfurique.

Les dissolutions acides de l'oxide de titane sont précipitées, par les carbonates alcalins, en une matière blanche et floconneuse, en brun rougeâtre par l'infusion de noix de galle. Ce précipité lavé et séché ressemble au kermès minéral. Les acides arsenique et phosphorique occasionnent un précipité blanc.

Une lame d'étain précipite la dissolution de muriate de titane, et prend une couleur rose pâle, qui bientôt prend une autre couleur de rubis.

Le zinc fait changer la couleur de la même dissolution en violet, qui peu-à-peu, passe au bleu d'indigo. La chaleur la décolore; il se précipite une poudre blanche, qui, redissoute dans le même acide, reprend les mêmes propriétés.

Le prussiate de potasse, mêlé avec les dissolutions acides du titane, y occasionne un précipité vert qui

ne bleuit pas à l'air comme celui du fer. Ce prussiate de titane, au milieu des liqueurs où il a été formé, est décomposé par les alcalis, en passant par différentes nuances de couleurs qui suivent l'ordre suivant : le purpurin, le bleu, le blanc.

Quoiqu'on ne soit pas encore parvenu à fondre et à réduire complètement le titane, cependant, ceux qui examineront avec attention les expériences de MM. *Klaproth*, *Vauquelin* et *Hecht*, seront forcés de conclure que le titane est un métal particulier, et que le schorl rouge de Hongrie contient un tiers d'oxide de titane uni à de la chaux et à de la silice.

Les propriétés qui caractérisent ce métal, sont : 1°. que la solution du muriate de titane est précipitée en bleu par une lame de zinc, en violet rosé par une lame d'étain ; 2°. que la noix de galle y forme un précipité d'un rouge de sang ; 3°. qu'avec le prussiate de potasse on obtient un précipité d'un vert foncé.

CHAPITRE IX.

De l'Urane.

Ce métal a été découvert par *Klaproth*. Il l'a nommé *uranium*, dérivé d'un mot grec qui signifie *ciel*.

On ne l'a point encore trouvé natif.

Klaproth a retiré ce métal de la *pechblende* et de *l'uranglimmer*.

M. *Haüy* en distingue deux espèces.

Première; *Urane oxidulé, une variété : Urane oxidulé amorphe.*

Deuxième ; *Urane oxidé, six variétés.*

On trouve de l'urane oxidé à Eibenstock et à Johann-Georgenstadt, en Saxe; Saska, en Hongrie, etc. Sa gangue est tantôt l'urane oxidulé, tantôt le quartz, tantôt une argile ferrugineuse.

M. *Champeaux*, ingénieur des mines, a donné un précis historique sur la découverte de l'urane oxidé en France. Il résulte que l'urane oxidé est à Saint-Symphorien, en morceaux assez volumineux, situé dans une colline jointe à la chaîne de montagnes qui borde au sud-ouest une partie de la vallée où coule la rivière de *Mesvrain.*

L'urane oxidé remplit plusieurs veinules ou fissures extrêmement minces, situées dans la roche feld-spathique dont la montagne est formée.

L'oxide d'urane se trouve le plus souvent dans les fissures, sans aucun mélange de substances étrangères; quelquefois il est mélangé avec un peu de roche.

L'oxide d'urane de Saint-Symphorien ne présente aucune cristallisation régulière; quelquefois il est formé de faisceaux groupés, lesquels sont composés de lames carrées, divergentes entre elles à-peu-près comme les feuillets d'un éventail; mais le plus souvent on le trouve en petites lames réunies irrégulièrement, et composant des espèces de réseaux. Sa couleur est d'un beau jaune verdâtre, rarement d'un vert bien prononcé : elle n'a jamais l'intensité de l'urane oxidé de Saxe. L'immersion dans l'eau, ou simplement la vapeur de l'haleine avive beaucoup

cette couleur; ce qui, suivant M. *Champeaux*, doit être attribué à un commencement d'altération.

Klaproth, à qui l'on doit l'analyse de cette substance, en retira d'abord du soufre, puis il la fit dissoudre dans les acides nitrique et nitro-muriatique, et précipita par les alcalis; il obtint des précipités d'un jaune citron ou orangé.

Avec l'ammoniaque le précipité est d'un jaune plus ou moins sale.

Pour opérer la réduction de ce métal, on prend les précipités jaunâtres de la dissolution par les acides; on en fait une pâte avec de l'huile de lin, et on met le tout dans un têt à rôtir : on obtient une poudre noire que l'on place dans un creuset bien brasqué avec la poudre de charbon, et l'on donne un grand feu.

Ce métal est d'un gris foncé à l'extérieur; à l'intérieur cette couleur est d'un brun pâle : sa pesanteur spécifique est 6,44.

Sa dureté est assez considérable. Sa fusion est plus difficile encore que celle du manganèse.

Dissous dans les acides forts, il donne un précipité par les alcalis.

Par les prussiates le précipité est d'un rouge brunâtre.

Par le sulfure hydrogéné ammoniacal on l'obtient d'un jaune brunâtre.

Ces expériences sont très-incertaines, parce qu'on n'a pas encore pu obtenir ce métal en grandes masses; ainsi il est difficile d'en assigner toutes les propriétés.

M. *Bucholz* a fait depuis un travail sur l'urane; il est parvenu à réduire l'oxide d'urane sans opérer la

fusion, en exposant 100 grains de cette substance avec cinq grains de charbon à une chaleur blanche de la forge pendant trois heures. Le métal obtenu étoit très-poreux et non fondu, sa pesanteur spécifique étoit de 9,000. L'auteur soupçonne que cette densité auroit été encore plus considérable s'il eût pu obtenir un bouton de métal.

L'urane métallique est attaqué par l'acide sulfurique bouillant et il se dégage du gaz acide sulfureux.

L'urane est susceptible de deux degrés d'oxidation, l'un oxide gris noir au *minimum* contenant 0,5—6 d'oxigène, l'autre au *maximum* d'un jaune citron de 0,20—24 d'oxigène.

Le sulfate d'urane d'un jaune citron affecte la forme de pyramides triangulaires. Ce sel échauffé fortement, ne se fond pas, perd 0,36 de son poids d'eau. Il se dissout dans moins que son poids d'eau. M. *Bucholz* l'a trouvé composé de 0,18 d'acide sulfurique, 0,70 d'oxide d'urane, 0,12 d'eau.

Le nitrate d'urane est également d'un jaune citron, cristallise en pyramides quadrangulaires rectangles, se dissout dans la moitié de son poids d'eau, est composé d'oxide d'urane, 0,61; d'acide nitrique, 0,25; eau, 0,14.

CHAPITRE X.

Du Cérium.

Le *cérium* se retire d'un minéral appelé *cérite*. Cette substance a été analysée par M. *Klaproth*

par MM. *Hisenger* et *Berzelius* de *Stockholm*, et depuis peu par M. *Vauquelin*.

Schèele et *d'Elhuyar* avoient aussi essayé ce minéral, sous le nom de wolfram, qui fut trouvé en l'an 1750, dans une mine de cuivre appelée Bastnas ou St. Gorans Koppargrufra, à Riddare-Hyttan, en Westmanie, dont il formoit avec de l'asbeste la matrice.

Les chimistes suédois donnèrent le nom de *cérium* au métal, dénomination tirée de la planète *Cérès*, découverte par M. *Piazzi*; de celui-ci ils ont fait celui de cérite, pour désigner la mine naturelle de ce métal.

La couleur de ce minéral, suivant M. *Vauquelin*, est légèrement rosée, sa dureté assez grande pour rayer le verre, sa pesanteur spécifique de 4530, sa poussière grisâtre : elle devient rougeâtre par la calcination, et perd douze pour cent.

Il y en a des variétés qui contiennent des pyrites martiales, et qui sont traversées par des veines d'actinote verte.

100 parties de cérite soumises à l'analyse ont fourni : 1°. silice, 17; 2°. chaux, 2; 3°. oxide de fer, 2; 4°. oxide de cérium, 67; 5°. eau et acide carbonique, 12.

Les expériences que M. *Vauquelin* a faites sur le cérium lui ont prouvé : 1°. que le cérium débarrassé des matières étrangères qui l'accompagnent dans le minerai, est une substance susceptible de s'unir à deux quantités d'oxigène très-distinctes; 2°. qu'avec la première

quantité il forme une substance blanche, soluble dans les acides, sans dégagement d'oxigène; 3°. qu'avec la seconde portion, il prend une couleur rouge légère et ne se combine plus que difficilement aux acides; et produit constamment une quantité notable d'acide muriatique oxigéné en se dissolvant dans l'acide muriatique ordinaire; 4°. que ces oxides ne se dissolvent point dans les alcalis, mais que bouillis ensemble ils ne se colorent plus par le contact de l'air, et que ceux qui sont rouges deviennent blancs par une légère chaleur, sans cependant se combiner aux alcalis; 5°. que leurs combinaisons avec les acides sulfurique, phosphorique, oxalique, tartarique et prussique sont blanches et insolubles dans l'eau; 6°. qu'au contraire, celles qu'ils forment avec les acides nitrique, muriatique et acétique, sont très-solubles dans l'eau et dans l'alcool, et sont même déliquescentes; 7°. que tous ces sels ont une saveur astringente et très-sucrée; 8°. que les meilleurs procédés pour séparer le fer du cérium, c'est de précipiter ce dernier de sa dissolution nitrique ou muriatique par l'oxalate d'ammoniaque, ou tartrite de potasse, en mettant un léger excès d'acide dans la liqueur: ou bien, ce qui est encore préférable, de calciner le muriate de cérium, de redissoudre son résidu dans l'acide muriatique, de calciner de nouveau et ainsi de suite jusqu'à trois fois, pour sublimer entièrement le muriate de fer, ce qui réussit fort bien; 9°. que le cérium ne s'unit point à l'hydrogène sulfuré comme les autres oxides métalliques; 10°. qu'il paroît irréductible par les moyens qui réussissent ordinairement pour les oxides les plus réfractaires, mais qu'il est volatil, et que ce n'est pro-

bablement qu'à ce moment que sa réduction s'opère ; 11°. que si, contre toute apparence, le cérium n'est point un métal, il a au moins avec cette classe de corps beaucoup plus d'analogie et de rapports qu'avec aucun autre, et que pour ces raisons M. *Vauquelin* le place avec MM. *Hisinger* et *Berzelius* dans cette catégorie, jusqu'à ce qu'on ait démontré qu'il convient mieux à un autre genre de matière ; 12°. enfin, quelque hasard heureux ou des moyens mieux combinés que ceux employés jusqu'à présent, le feront obtenir à l'état métallique, et l'auteur lui-même annonce qu'il ne désespère pas d'y réussir.

CHAPITRE XI.

Du Cobalt.

Le cobalt a été employé dans les ateliers à donner une couleur bleue au verre, longtems avant qu'on soupçonnât que c'étoit un métal particulier. C'est à *Brandt*, minéralogiste suédois, que nous devons la connoissance de cette substance.

Cobalt ou *cobolt* est tiré d'un mot allemand qui signifie *un être malfaisant.* Les mineurs lui avoient donné ce nom à cause des incommodités auxquelles les exposoit la vapeur de l'arsenic qui l'accompagne.

Les espèces décrites par M. *Haüy* sont :

Première ; *Cobalt arsenical, six variétés.*

On le trouve à Annaberg et à Schnéeberg, en Saxe ; à Wittichen, dans le Wirtemberg ; à Joachimsthal, en Bohême ; à Sainte-Marie-aux-Mines, et Allemont, en France.

Deuxième ; *Cobalt gris, six variétés.*

La mine de Tunaberg, en Suède, fournit le plus beau cobalt gris. C'est une des mines les plus recherchées pour la préparation du bleu d'azur employé dans la coloration de la porcelaine.

Troisième ; *Cobalt oxidé noir, trois variétés.*

Cette mine se trouve à Kitzbichel ; dans le Tyrol ; à Saulfeld, en Thuringe ; à Freydenstatdt, dans le duché de Wirtemberg ; à Schnéeberg, en Saxe.

Quatrième ; *Cobalt arseniaté, deux variétés.*

Cette espèce existe souvent à la surface ou auprès des mines de la même substance à l'état métallique.

On attribue la formation du cobalt arseniaté à la décomposition du cobalt arsenical.

Il y a encore un cobalt arseniaté, tenant argent, et mêlé avec le cobalt oxidé noir, le nickel oxidé, et quelquefois des terres argileuses et ocreuses. Il compose des masses qui présentent des teintes variées de rouge, de verdâtre, de brun, etc.

Quand on veut faire l'essai d'une mine de cobalt, plusieurs chimistes recommandent de piler, de laver et de griller la mine, pour en séparer l'arsenic: le cobalt reste dans l'état d'un oxide noir, plus ou moins foncé. Alors on mêle cet oxide avec trois parties de flux noir, une partie du muriate de soude décrépité; quelques-uns y ajoutent une demi-partie de poix résine: on met le tout dans un creuset dont le tiers au moins reste vide; on le place dans un fourneau, on chauffe doucement jusqu'à ce que la poix résine cesse de brûler: on fait agir ensuite le souflet, pour augmenter le feu par degrés, et on chauffe le creuset jusqu'au rouge blanc; on l'entretient ainsi jusqu'à ce que les matières soient parfaitement fondues; on laisse refroidir le creuset, on le casse, et on sépare le culot d'avec les scories qui ont toujours une couleur bleue.

C'est avec une grande difficulté qu'on parvient à obtenir le cobalt dans son état de pureté; en traitant le cobalt de Tunaberg, comme M. *Tassaert* l'a décrit dans l'analyse qu'il a faite de cette substance, on peut établir quelques caractères de ce métal.

Après avoir obtenu un oxide de cobalt parfaitement pur, voici le moyen que l'auteur a employé pour le réduire.

On prend un creuset de porcelaine, que l'on brasque avec du carbone retiré de l'acide carbonique. Après une heure et un quart de feu de forge, on retire le creuset du feu, on le laisse refroidir, on le casse, et l'on trouve un culot de couleur de fer, cassant, dont la cassure présente un assemblage de feuillets en feuilles de fougère, d'un gris d'acier, n'ayant pas un grand éclat métallique.

La pesanteur spécifique de ce cobalt, d'après M. *Haüy*, est de 8,5384.

Ce métal, quoiqu'entièrement privé de fer, est très-sensible à l'aimant.

M. *Tassaert* n'a point décrit d'autres caractères de ce métal dans cet état de pureté.

J'ajouterai ici les résultats d'un travail entrepris dans le laboratoire de l'École des mines sur les mines de cobalt, et sur sa purification.

Pour obtenir le cobalt pur de ses mines, on emploie les procédés suivans : 1°. les calciner pendant longtems, en ajoutant tous les quarts-d'heure de la poussière de charbon, ou de l'huile pour favoriser l'évaporation de l'arsenic; 2°. les dissoudre dans l'acide nitrique, évaporé à siccité, et redissoudre dans l'eau; 3°. précipiter par la potasse pure, et faire bouillir le dépôt avec une lessive de même alcali; 4°. bien laver le dépôt, le dissoudre dans l'acide acétique, évaporer plusieurs fois à siccité; 5°. redissoudre dans l'eau, précipiter par l'ammoniaque, filtrer et reprendre le dépôt par le même alcali volatil; 6°. enfin, évaporer cette solution ammoniacale à siccité, et calciner légèrement, pour en séparer toute l'ammoniaque. On obtient ainsi un oxide d'un brun rougeâtre, qui, fondu au feu de forge avec un mélange de flux noir, de borax et d'un peu d'huile, réduit en pâte, donne du cobalt bien pur, et dans lequel aucun réactif ne peut montrer aucun vestige de fer.

Nous devons aussi à M. *Thenard* un procédé d'analyse pour la mine de cobalt; il faut, après l'avoir traité par l'acide nitrique, décomposer la solution par la potasse qui ne forme pas de sel triple. On traite ensuite le précipité par

l'ammoniaque. On pourroit cependant encore traiter la solution par l'ammoniaque; mais alors, il faudroit mettre dans la liqueur filtrée de l'hydrogène sulfuré, ou un hydro-sulfure.

Depuis les travaux de MM. *Tassaert* et *Thenard*, beaucoup de chimistes se sont occupés du cobalt. *Trommsdorff*, *Richter* et *Bucholz*, ont ajouté à sa perfection; M. *Proust* a décrit les sels de cobalt avec beaucoup de soin.

Le procédé de *Trommsdorff* consiste à faire un mélange de quatre parties de soufre, d'une partie de nitrate de potasse et d'une demi-partie de charbon. On projette le mélange dans un creuset rouge et on répète à trois reprises, en ajoutant chaque fois au résidu de nouvelles quantités de nitre et de charbon. La masse résultante doit être rougie pendant une heure avec une partie de flux noir. Lorsque la matière est refroidie, on sépare le cobalt, on le pulvérise et on le mêle avec trois fois son poids de nitre, et on fait détonner le mélange avec précaution.

Le fer contenu dans le cobalt s'oxide alors fortement, et l'arsenic acidifié s'unit à la potasse. On lessive bien, et on traite le résidu par l'acide nitrique qui dissout le cobalt sans attaquer le fer oxidé au *maximum*. On évapore à siccité, on redissout dans l'acide nitrique pour en séparer les dernières portions d'oxide de fer. On décompose le nitrate de cobalt par la potasse, et on réduit le précipité au moyen de la chaleur.

La purification du cobalt en grand, a été décrite par *Richter*. *Voyez* Annales de Chimie, tome 53, page 107.

Le cobalt purifié, d'après le procédé de M. *Thenard*, a une couleur un peu rosée, il est quelquefois lamelleux, souvent grenu, quelquefois aussi fibreux; sa pesanteur

=7,700. Il fait mouvoir l'aiguille aimantée, quoiqu'il ne présente aucune trace sensible de fer. Sa fusibilité se rapproche de celle de la fonte de fer; à une haute température, il brûle avec une flamme rouge, et laisse un oxide noir. Cet oxide donne une couleur bleue très-intense à cinquante parties de fer. Tous les sels de cobalt sont précipités en rose par les alcalis, dont un excès donne une couleur bleue au dépôt. L'ammoniaque, en dissolvant l'oxide de cobalt, prend une couleur rouge de vin. Le cobalt précipite le cuivre et le nickel de leur dissolution à l'état métallique.

Suivant M. *Thenard* ces changemens de couleur tiennent à des quantités plus ou moins grandes d'oxigène absorbé; il a précipité une dissolution de cobalt par la potasse pure, l'oxide étoit bleuâtre; à l'air il devint olive; lavé avec l'acide muriatique oxigéné, il passe du verdâtre au puce, et de cette nuance au noir le plus foncé. Il ne se dissout qu'une très-petite quantité d'oxide de cobalt; sa dissolution est rose et précipite par les alcalis en noir.

Les propriétés que ce chimiste a reconnues à ces oxides, puce et noir, sont.

L'oxide noir; d'être soluble avec effervescence dans l'acide muriatique, de former alors beaucoup de gaz acide muriatique oxigéné; et si l'acide muriatique est concentré, on obtient une solution verte, qui, abandonnée à elle-même, devient purpurine dans l'espace de vingt-quatre heures, et rose sur-le-champ, si on l'étend d'eau.

Les acides sulfurique et nitrique, dissolvent l'oxide noir bien moins facilement que l'acide muriatique; cependant, avec le tems la solution a lieu : elle est toujours rose et accompagnée de bulles, que l'auteur présume être de gaz oxigène.

On vient de voir que M. *Thenard* distingue quatre espèces d'oxides de cobalt, savoir, l'oxide bleu, olive, puce et noir. M. *Proust* qui a fait un travail ultérieur, n'en admet que deux.

1°. L'oxide de cobalt au *minimum*. M. *Proust* décompose le carbonate, et obtient un oxide gris-verdâtre. Cent parties de cet oxide, réduites avec les précautions convenables dans un creuset fermé, donnent 83 $\frac{1}{2}$ de grains métalliques au *minimum*.

2°. L'oxide au *maximum*. Si on distille une solution nitrique de cobalt, il se dépose des encroûtemens noirs sur les parois de la cornue, il se dégage du gaz nitreux, et on obtient de l'oxide noir pour résidu. M. *Proust* conclut que l'oxide mis au *maximum*, contient entre 25 et 26 sur 100 d'oxigène.

Cet oxide ne se dissout, dans les acides nitrique et sulfurique, qu'en perdant la portion d'oxigène qui constituoit son *maximum*.

Il convertit l'acide muriatique en acide muriatique oxigéné, il est insoluble dans l'ammoniaque et la potasse.

L'oxide noir, chauffé pendant une demi-heure au fond d'un creuset, redevient oxide gris en perdant de son oxigène: alors il peut teindre les matières vistrescibles en bleu.

Les acides nitreux et sulfureux dissolvent l'oxide noir, et forment avec lui du nitrate et du sulfate au *minimum*.

MM. *Proust* et *Thalaker* ont trouvé l'oxide noir à Parias, près de Valence. Il se trouve également dans les mines de cobalt, qu'on a appelées *mines vitreuses* ou *mines noires*.

Dans les arts, on ne retire point le cobalt sous la forme

métallique; on se contente d'en séparer l'arsenic par le grillage. Ce sont ses sortes de mines qui fournissent presque tout l'oxide d'arsenic qui est dans le commerce.

Après le grillage, l'oxide de eobalt est pilé, tamisé et mêlé avec 2 à 3 parties de sable ou de quartz; c'est ce qui constitue le *safre*.

Si au lieu d'ajouter du sable à l'oxide de cobalt grillé, on fait un mélange avec 250 liv. de l'oxide, 281 liv. de potasse, 600 liv. de cailloux calcinés et 40 liv. d'arsenie blanc, que l'on fait fondre dans de grands creusets exposés à une forte chaleur, pendant dix heures, il se forme nne matière vitreuse qu'on enlève avec des cuillers, on la verse dans une grande caisse où l'eau se renouvelle continuellement; la substance non soluble est connue sous le nom de *smalt*; on réduit ce smalt en poudre à l'aide de moulins, et on le délaie dans l'eau. On lui donne divers degrés de finesse en agitant le smalt porphirisé dans des tonneaux pleins d'eau, et percés de trois ouvertures placées à différentes hauteurs. L'eau qu'on fait couler en ouvrant le robinet le plus élevé, entraîne la partie la plus fine, qui forme *l'azur du premier feu;* le second et le troisième robinet donnent *l'azur du second et troisième feu.*

Cet azur est employé dans plusieurs arts, pour colorer en bleu les émaux, les verres et l'amidon.

Le gaz hydrogène et l'eau n'ont aucune action sur le cobalt, il s'unit très-peu au soufre; mais, si on y ajoute de l'alcali, l'union est très-intime, de manière qu'on ne peut l'en séparer que par la dissolution dans les acides.

A cet effet, on fait fondre dans un creuset, parties égales de mine de cobalt calcinée, de potasse, de sulfate de chaux et de poix résine; lorsque le mélange est fondu, on

le laisse refroidir, et l'on trouve une grande partie de cobalt combinée avec le sulfure formé pendant l'opération; cette combinaison surnage ordinairement les scories. L'autre partie, rassemblée au fond du creuset, paroît composée de plusieurs matières métalliques séparées du cobalt.

Ce cobalt sulfuré se dissout très-facilement dans l'acide nitrique, et laisse déposer une poudre blanche, qui contient du soufre, et quelques autres substances métalliques.

Pour obtenir le cobalt phosphoré, on fait fondre un mélange d'une partie de verre phosphorique, d'une partie de cobalt métallique en poudre, et un huitième de charbon. Le produit de cette fusion est un culot de cobalt phosphoré, recouvert d'un verre d'un très-beau bleu.

On peut encore obtenir cette combinaison, en faisant rougir du cobalt dans un creuset, et y projettant des petits morceaux de phosphore jusqu'à saturation.

Le cobalt phosphoré diffère du cobalt ordinaire par sa couleur, qui est blanche et plus bleuâtre; il est fragile, et dans sa cassure on apperçoit une forme cristalline.

Exposé à l'air il y perd son éclat.

Au chalumeau, le phosphore brûle à la surface, il reste un petit globule vitreux d'un bleu foncé.

L'ammoniaque a une action marquée sur l'oxide de cobalt.

M. *Proust* a fait connoître que l'oxide gris renfermé avec l'ammoniaque dans un flacon bien fermé, lui communique une légère couleur rose, qui ne passe pas au-delà, quelque tems que l'on garde le flacon; cet oxide n'est

donc que très-difficilement soluble dans l'ammoniaque. Mais si le flacon reste débouché, l'ammoniaque le colore très-vîte, parce qu'il attire l'acide carbonique de l'air. On peut opérer cette dissolution en très-peu de tems, mettant le flacon dans un grand bocal, dans lequel on entretient un sel d'acide carbonique.

Si on ne fait que de saturer l'ammoniaque d'acide, la dissolution est celle de l'oxide dans le carbonate d'ammoniaque, si on continue de faire passer de l'acide carbonique, on obtient une dissolution de carbonate de cobalt dans le carbonate d'ammoniaque. Cette dissolution, gardée dans un flacon plein et bouché, dépose des cristaux de carbonate métallique; elle en abandonne une partie par l'addition d'eau: un excès d'ammoniaque redissout ce précipité.

On peut faire cette dissolution très-promptement, en jettant du carbonate de cobalt dans du carbonate d'ammoniaque.

Si l'on met de l'ammoniaque pure sur du carbonate de cobalt en excès, les choses se passent bien autrement. Le carbonate de cobalt se partage en deux parties, l'une cède son acide à l'ammoniaque et il devient *hydrate*, dit M. *Proust*; cette combinaison est insoluble, tandis que la portion non décomposée se dissout dans le carbonate alcalin.

On obtient une troisième dissolution ammoniacale de cobalt en mettant de l'hydrate bien lavé, ou de l'oxide bleu, dans un flacon plein d'ammoniaque et bien bouché. La dissolution se fait au bout de vingt-quatre heures; elle est rouge comme les précédentes; mais elle en diffère, en ce que si l'on en verse un filet dans l'eau bouillante,

il se précipite aussitôt de l'oxide bleu, quand on opère avec l'eau froide, on obtient de l'oxide vert. Si l'ammoniaque dissout l'hydrate de cobalt, ou l'oxide bleu frais, plus facilement que l'oxide gris, c'est que les deux premiers sont très-divisés.

Quand on distille ces dissolutions de cobalt, il passe du carbonate d'ammoniaque; la liqueur finit par déposer un oxide d'abord vert sale, mais qui ensuite devient noir. C'est un mélange d'oxide gris et d'oxide noir.

Les acides sulfurique, muriatique et nitrique, d'après M. *Proust*, oxident ce métal de la même manière; il y a dégagement d'hydrogène avec les deux premiers.

Sulfates de cobalt. Il y en a deux, l'un simple, et l'autre triple à base de potasse ou d'ammoniaque.

Le sulfate simple a une saveur légèrement piquante, un peu amère, à laquelle se joint quelque chose de métallique. Ses cristaux, peu volumineux, sont des sections entassées d'octaèdres peu réguliers, ils sont rouges, inaltérables à l'air; ils perdent 42 centièmes d'eau à la distillation; ils sont alors roses et opaques. Dans cet état, ils peuvent supporter une chaleur rouge sans se décomposer, excepté dans les points où ils touchent la retorte.

Quand on mêle du sulfate de potasse au précédent, on obtient des cristaux plus volumineux, qui sont des cubes rhomboïdaux. Ce sel triple est moins soluble que le simple; il ne perd que 26 centièmes d'eau à la distillation.

Quand on jette des cristaux de sulfate dans un flacon plein d'ammoniaque, et fermé sur-le-champ, ils donnent

un précipité bleu, qni ne devient pas rose comme dans la potasse.

Le carbonate de potasse donne de 40 à 42 centièmes de carbonate de cobalt avec le sulfate simple. Un excès d'alcali dissout une grande partie du précipité; l'ébullition et l'eau froide décomposent cette dissolution. M. *Proust* a obtenu de ce carbonate de cobalt de 60 à 62 d'oxide gris verdâtre.

L'acide nitrique dissout le cobalt, à l'aide du calorique.

On met dans un matras du cobalt réduit en poudre; on verse dessus cinq à six fois son poids d'acide nitrique, à 40 degrés: on place le matras sur un bain de sable, et on le chauffe jusqu'à ce que le cobalt soit dissous: on laisse reposer la dissolution, et on la décante. Lorsque la dissolution est au point de saturation, elle est d'un brun rosé, ou d'un vert clair. On fait évaporer cette dissolution dans une capsule, au bain de sable, jusqu'à réduction de moitié: elle fournit par le refroidissement des cristaux en petites aiguilles réunies, déliquescentes à l'air.

M. *Thenard* a reconnu l'existence d'un nitrate ammoniaco de cobalt.

Voulant purifier du cobalt qui contenoit du fer, M. *Thenard* le traita par l'acide nitrique et versa dans la dissolution un excès d'ammoniaque. La liqueur filtrée fut évaporée jusqu'à siccité, et après avoir fait digérer le résidu avec de l'eau, si l'on sépare l'oxide par le filtre, non-seulement l'eau contient du nitrate d'ammoniaque, mais encore de l'oxide de cobalt; si on la fait évaporer lentement, on obtient, par le refroidissement, des cristaux cubiques réguliers, dont les uns sont isolés et les autres

forment des espèces de trémies. Ces cristaux sont roses, ont une saveur piquante et urineuse ; l'air atmosphérique ne les altère en aucune manière : calcinés dans un creuset, ils s'enflamment comme le nitrate d'ammoniaque. La flamme est assez vive et d'un blanc jaunâtre. Le résidu tire sur le noir et présente toutes les propriétés du cobalt. Leur solution dans l'eau ne précipite par aucune base salifiable ; elle précipite et même sur-le-champ, par l'hydrogène sulfuré, et à plus forte raison par les hydro-sulfures. En les faisant bouillir avec de la potasse, il s'en dégage de l'ammoniaque ; il se forme du nitrate de potasse, et il se fait un dépôt d'oxide de cobalt.

L'oxide gris de cobalt, suivant M. *Proust*, se dissout avec chaleur dans l'acide nitrique, sans donner de gaz nitreux ; chauffé avec le contact de l'air, il passe sur-le-champ au noir. On découvre facilement un oxide, dont quelques parties se sont élevées au *maximum*, par l'application d'un acide foible qui ne dissout que l'oxide au *minimum*. L'ammoniaque opère la même séparation, comme l'a vu M. *Thenard*.

L'acide muriatique ne dissout qu'une très-petite portion de cobalt, même à l'aide du calorique.

Pour préparer le *muriate de cobalt*, on dissout l'oxide gris dans un acide du 15e degré ; la dissolution chaude ou froide est d'un bleu foncé ; elle cristallise facilement, les cristaux sont bleus ; c'est le muriate anhydre, suivant M. *Proust*. Dès qu'il absorbe de l'humidité, il devient rouge.

L'acide muriatique de 15 degrés donne beaucoup de gaz avec l'oxide noir. Cette dissolution est verte tant qu'elle retient du gaz ; mais, dès qu'elle l'a perdu, elle devient bleue. Les traits bleus du muriate de cobalt, des-

séchés sur le papier, ne sont autre chose que du muriate anhydre. Quand ils sont verts, c'est que le sel contient encore du muriate de nickel qui teint en jaune, et qui forme alors du vert avec le bleu.

Poussé à un feu rouge dans une cornue lutée, il ne se décompose que dans les parties qui touchent le verre : alors les produits sont de l'acide muriatique en vapeur, mêlé d'acide oxigéné. Le verre se teint en bleu ; le muriate non décomposé se sublime, après s'être fondu, en fleurs gris de lin ; celles-ci ont éprouvé une sorte de condensation qui les rend insolubles dans l'eau pendant au moins douze heures. A la fin elles donnent une dissolution de muriate ordinaire.

Lorsque la dissolution n'est point évaporée, elle constitue l'*encre de sympathie.*

On prépare aussi cette encre par l'acide nitro-muriatique : ou bien encore en mettant dans un matras une partie de cobalt, et mieux du *safre*, sur quatre d'acide nitrique. On fait digérer le mélange sur un bain de sable chaud, pendant trois ou quatre heures, ou jusqu'à ce que la dissolution soit presque faite : alors on ajoute autant de muriate de soude que l'on a employé de cobalt, et quatre fois autant d'eau que d'acide nitrique. On filtre la liqueur au travers du papier.

Si l'on trace sur du papier blanc des caractères avec de cette dissolution, on n'apperçoit aucune écriture ; mais en faisant chauffer légèrement le papier, les caractères paroissent d'une belle couleur vert-céladon ; cette couleur disparoît à mesure que le papier se refroidit : on la fait reparoître et disparoître de nouveau. On fait ainsi des écrans sur lesquels on dessine avec de l'encre ordi-

naire, des arbres dont les branches sont nues; puis on se sert de l'encre de cobalt pour ajouter le feuillage, qui disparoît par le desséchement. Mais si l'on expose l'écran au feu, le feuillage paroît sous une belle couleur verdâtre. Le refroidissement suffit pour le faire disparoître, et l'on peut répéter cette expérience un grand nombre de fois, en évitant de trop chauffer le papier, car alors la couleur des caractères reste fixe.

Le gaz acide muriatique oxigéné présente un phénomène particulier. Si l'on jette du cobalt en poudre dans ce gaz, le cobalt s'enflamme, et brûle avec des étincelles blanches; on obtient un oxide rose pâle, que l'on n'a pas encore examiné.

L'acide phosphorique se combine avec l'oxide de cobalt, et forme le *phosphate de cobalt.* A cet effet on grille fortement la mine de cobalt, traitant l'oxide par l'acide nitrique qui le dissout en partie et en sépare le fer en oxide rouge; on évapore jusqu'à consistance sirupeuse pour chasser l'excès d'acide nitrique. On l'étend d'eau et on y verse une solution de phosphate de soude; il s'y forme un précipité bleu-violet qui, en se dissolvant, devient rose.

Pour faire passer ce phosphate à une belle couleur bleue, dont la découverte est due à M. *Thenard*, on procède de la manière suivante :

On mêle trois parties d'alumine précipitée de l'alun par l'ammoniaque, avec une partie de phosphate de cobalt, l'un et l'autre à l'état de gelée; on fait dessécher et calciner dans un creuset pendant une demi-heure. On trouve une matière d'un beau bleu qui peut être comparée à l'outremer, et pouvant comme lui être employée à l'huile.

Il est essentiel que le cobalt ne contienne pas de fer.

Au lieu de phosphate de cobalt, on se sert avec un égal succès de *l'arseniate de cobalt.*

Le cobalt s'unit aussi à l'acide boracique; à cet effet, on mêle une solution de borate de soude avec une solution de cobalt dans un des sels solubles, il s'opère une double décomposition. La soude s'unit avec l'acide qui tenoit l'oxide métallique en dissolution, et l'acide boracique, combiné avec cet oxide, forme un sel peu soluble qui se précipite. On recueille ce borate de cobalt, en séparant par le filtre la liqueur qui le surnage.

On peut aussi former un *carbonate de cobalt*, en précipitant les sels cobaltiques avec des carbonates alcalins.

Des combinaisons des acides métalliques avec le cobalt, il n'y a encore de connue que celle de l'acide arsenique avec le cobalt.

Pour obtenir l'*arseniate de cobalt*, on emploie la mine de cobalt de Tunaberg, composée d'arsenic, de soufre, de fer et de cobalt. On la dissout dans l'acide nitrique; et quand l'arsenic est passé à l'état d'acide arsenique, on chasse l'excès d'acide nitrique par la chaleur; on étend d'eau, en y versant peu-à-peu de la potasse; il se forme d'abord un précipité blanc d'arseniate de fer. Celui-ci étant totalement séparé, on y porte encore de la potasse, et on obtient un beau précipité rose, qui est l'arseniate de cobalt.

M. *Proust* prépare cet arseniate en versant une solution de nitrate de cobalt très-étendue dans une solution d'arseniate de potasse, on obtient un précipité rose.

Chauffé dans un tube, il ne se sublime pas, il devient violet, sans teindre le verre. L'acide nitrique le dissout sans gaz nitreux. Sa dissolution muriatique n'est troublée

par l'hydrogène sulfuré que plus de deux heures après le mélange.

La potasse pure met de l'oxide bleu à nu, et le combine à l'acide.

Ce sel est d'un belle couleur rose.

Le nitrate de potasse oxide le cobalt. Pour opérer cette oxidation, on mêle une partie de cobalt et trois parties de nitrate de potasse; on fait détonner ce mélange par cuillerées dans un creuset qu'on a bien fait rougir auparavant. Lorsque tout le mélange est entré dans le creuset, on le pousse au grand feu; on ôte le creuset du feu, on enlève la matière qu'il contient, on la lave dans beaucoup d'eau bouillante, on filtre la liqueur: la poudre qui reste sur le filtre est l'oxide de cobalt de couleur de chair, et qui, par un lavage réitéré, passe au gris de lin.

Le cobalt détonne par le choc du marteau lorsqu'il est mêlé avec le tiers de son poids du muriate sur-oxigéné de potasse. Si l'on met ce mélange en contact avec l'acide sulfurique, il s'enflamme avec une grande rapidité. Dans cette dernière expérience, il s'élève une fumée qui prend dans l'air la forme d'une couronne, comme le fait le gaz hydrogène phosphoré, enflammé spontanément dans l'atmosphère tranquille.

On n'emploie guère dans les arts que l'oxide de cobalt. On s'en sert pour peindre la faïence, les porcelaines. Les anciens peintres broyoient à l'huile cet oxide à l'état vitreux; mais cette couleur se fonce en vieillissant, par le contact de l'air. On en colore aussi les verres et les émaux. L'azur s'emploie en teinture, pour les toiles, pour faire l'empois, etc.

CHAPITRE XII.

Du Manganèse et de son Oxide.

§. Ier.

Du Manganèse.

Le manganèse est un métal qui a été longtems méconnu, quoiqu'on en fît beaucoup d'usage dans les arts. Il est reconnu que, depuis plus de deux mille ans, il étoit employé à l'état d'oxide dans les verreries.

Ce minéral a la propriété de blanchir le verre; aussi l'appelle-t-on le savon des verriers.

Les chimistes ne se sont rendu compte de cette substance que depuis *Schèele*, qui a fait voir que c'étoit un métal particulier de son genre.

On dit avoir trouvé du manganèse natif; jusqu'ici il n'y a que M. *Picot-Lapeyrouse*, qui ait cité du manganèse natif : il l'a trouvé dans les mines de fer de la vallée de Vicdesos, au ci-devant comté de Foix. Cette substance étoit sous forme de boutons, un peu applatis, malléables, ayant le tissu lamelleux.

Le manganèse se trouve plutôt à l'état d'oxide, présentant plusieurs variétés.

M. *Haüy* en fait une espèce unique. Le manganèse oxidé.

Enfin, on trouve cet oxide noir, rouge, blanc, compacte, friable, en cristaux tétraèdres très-alongés comme des aiguilles implantées, particulièrement dans le spath pesant; il y en a de globuleux, stalactieux et pulvérulens, semblables à une poussière noire, tachant les doigts. Le blanc est le plus foiblement oxidé; on le trouve dans les mines de fer, non mélangé avec le fer.

L'oxide noir de manganèse se trouve souvent dans les hématites.

Il y a encore le carbonate de manganèse qui contient beaucoup de fer, de l'acide carbonique et de la chaux, etc.

Schèele a prouvé que la cendre des végétaux contenoit du manganèse. On l'y trouve, en traitant les cendres avec le nitrate de potasse; et poussant le mélange à la fusion, on obtient un verre coloré, soit en bleu, soit en vert.

D'après un travail de MM. *Cordier* et *Baunier*, ingénieurs des mines, sur les diverses espèces de mine de manganèse, les espèces analysées peuvent, par rapport à la quantité d'oxide de manganèse d'un jaune brun clair qu'elles contiennent, être classées ainsi qu'il suit; en commençant par celle qui en contient le plus.

1°. Manganèse de l'Aveline; 2°. Manganèse de Romanèche; 3°. de Périgueux; 4°. de Tholey; 5°. de Piémont; 6°. d'Allemagne; et 7°. de Saint-Micaud.

On voit que dans les manganèses de Saint-Micaud et de Romanèche, d'Allemagne, de Piémont et de Tholey, la quantité d'oxigène, séparable par l'acide muriatique, égale $\frac{3}{8}$ environ, tandis qu'elle n'est que $\frac{3}{16}$ environ dans ceux de Périgueux et de l'Aveline.

Les manganèses de Romanèche, de l'Aveline et d'Allemagne ne contiennent point d'oxide de fer; ceux de Tholey et de Piémont en contiennent une quantité si peu considérable, qu'elle n'est point nuisible dans les procédés des arts, enfin, dans ceux de Périgueux et de Saint-Micaud; cet oxide forme jusqu'au septième de la masse pour le premier, et jusqu'au sixième pour le second.

D'où les auteurs concluent :

1°. Que les manganèses de Tholey et de Romanèche peuvent être employés avec autant d'avantage que ceux d'Allemagne et de Piémont, dans tous les procédés, puisqu'ils sont comme eux exempts d'oxide de fer, et qu'ils renferment les mêmes proportions d'oxigène;

2°. Que celui de Saint-Micaud peut rivaliser avec ceux de la Romanèche, de Tholey, de Piémont et d'Allemagne, seulement pour la confection de l'acide muriatique oxigéné;

3°. Que le manganèse de l'Aveline peut être substitué à ceux de Tholey, d'Allemagne et de Piémont, seulement dans la fabrication du verre commun et des émaux colorés;

4°. Que celui de Périgueux est le seul qui ne puisse entrer en comparaison, non-seulement avec ceux d'Allemagne et de Piémont, mais même avec ceux de France.

Ordre de préférence pour la confection de l'acide muriatique oxigéné.	*Ordre de préférence pour l'emploi dans les verreries.*
1°. Mang. de Piémont.	1°. Mang. { Romanèche. Aveline. Allemagne.
2°. ——— de Tholey.	2°. ——— de Tholey.
3°. ——— d'Allemagne.	
4°. ——— de Romanèche.	

5°. ——— de Saint-Micaud.	3°. ——— de Piémont.
6°. ——— { de l'Aveline. / de Périgueux.	4°. ——— de Saint-Micaud.
	5°. ——— de Périgueux.

Le manganèse se rencontre combiné avec le soufre dans un fossile gris noirâtre d'un éclat métallique. On l'a trouvé en Transilvanie et au Mexique; on a aussi trouvé il y a quelques années près de Limoges, un minérai d'un brun foncé, que M. *Vauquelin* a reconnu pour un phosphate de manganèse.

Pour avoir le métal parfaitement pur et exempt de fer, on fait dissoudre l'oxide noir de manganèse, dans l'acide muriatique; si l'oxide contenoit de la chaux, il faudroit la séparer par l'acide oxalique. On verse ensuite dans la liqueur un succinate alcalin qui précipite le fer à l'état de succinate, on décompose ensuite le muriate de manganèse par la potasse. Le précipité bien lavé et séché, on brasque un creuset; on met dans le trou de la brasque une boule de cet oxide de manganèse, pétri avec de l'huile ou de l'eau gommée, et on recouvre le tout d'une couche de charbon; on adapte un autre creuset par-dessus, et on donne un coup de feu violent pendant une heure ou une heure et demie.

Le culot qui en résulte offre presque toujours des aspérités à sa surface.

Sa réduction est très-difficile; ce métal est très-réfractaire, et demande un très-grand degré de feu.

Gahn est un des premiers qui soient parvenus à réduire l'oxide de manganèse.

Le manganèse métal est blanchâtre; d'une pesanteur spécifique de 6,85, sa cassure est grenue, irrégulière, d'un blanc métallique, brillant, qui disparoît bientôt à l'air,

aussi doit-on le conserver dans l'huile. Si on le réduit en poussière, il s'oxide facilement à l'air.

Au feu, avec le contact de l'air, ce métal se calcine comme les autres substances métalliques, et se réduit en un oxide d'abord blanchâtre, qui devient noir de plus en plus à mesure que la calcination augmente, et qui passe ensuite au vert; il ne fond qu'au degré de feu le plus fort.

L'acide sulfurique dissout ce métal, avec dégagement de gaz acide sulfureux ou de gaz hydrogène, selon l'état de concentration de l'acide.

L'acide nitrique le dissout; il se dégage du gaz nitreux.

L'acide muriatique dissout aussi ce métal; il y a effervescence et dégagement de gaz hydrogène.

Il s'allie avec le fer, et se trouve dans les aciers d'Allemagne. Tout ce que l'on sait sur ce métal, est, comme on le voit, très-incertain; on ne le connoît pas bien encore dans son état de pureté.

§. II.

De l'Oxide de Manganèse.

Les propriétés de l'oxide de manganèse natif nous sont mieux connues. Le beau travail de *Schèele* sur cet oxide, ainsi que les expériences de *Bergmann*, *Gahn*, *Rinmann*, d'*Engestroem*, *Ilsemann*, *Lapeyrouse*, et *Fourcroy*, ont jeté un grand jour sur les phénomènes que présente cette substance métallique.

L'oxide de manganèse bien pur est pulvérulent, doux au toucher, et salit les doigts.

Fondu au chalumeau avec le sel fusible, (phosphate de soude et d'ammoniaque), on obtient un verre transparent d'un rouge bleuâtre. Si on le laisse refroidir, et qu'on le refonde, mais lentement, la couleur disparoîtra; si on le refond de nouveau avec la flamme extérieure du chalumeau, la couleur reparoîtra et disparoîtra de nouveau, etc. *Voyez* Opuscules chimiques de *Bergmann*, tome II, §. VII.

En chauffant seul cet oxide natif dans un appareil pneumato-chimique, on obtient du gaz oxigène très-pur.

Après l'opération, on trouve dans la cornue une matière grise; si on l'expose à l'air, elle absorbe de l'oxigène, et passe à la longue au noir naturel de l'oxide.

Si l'on distille de l'oxide de manganèse avec du charbon, on a pour produit du gaz acide carbonique, et l'oxide se réduit à une haute température.

Le soufre peut s'unir, d'après *Gmelin*, à l'oxide de manganèse. On obtient cette combinaison en mettant dans une cornue de verre un mélange de huit parties d'oxide et quatre de soufre; on chauffe par degrés; on obtient une masse jaune verdâtre, donnant du gaz hydrogène sulfuré par les acides.

Pelletier a fait voir qu'on pouvoit unir le manganèse au phosphore. Si l'on chauffe parties égales de verre phosphorique et de manganèse avec un huitième du premier de charbon, le produit est un phosphure d'une couleur blanche, brillante et métallique, d'une texture grenue, très-disposé à la cristallisation, fragile, et qui peut se conserver à l'air sans s'effleurir.

On peut obtenir la même combinaison, en jetant du phosphore sur du manganèse rougi dans un creuset.

On ne connoît pas l'action des autres corps combustibles.

Si l'on verse de l'acide sulfurique concentré sur de l'oxide de manganèse, et qu'on aide son action par un feu très-doux, il se dégage du gaz oxigène. *Voyez* l'article gaz oxigène, pour la manière d'opérer.

Si l'on met une plus grande quantité d'acide, l'oxide se dissout, mais difficilement. La solution est colorée, et perd sa couleur par l'addition d'une matière combustible, comme le sucre, le miel; l'addition d'une de ces substances rend en même tems l'oxide plus soluble.

On met 100 parties d'oxide noir de manganèse avec 60 parties d'acide sulfurique dans une fiole à médecine, ou dans un matras; on y adapte un tube recourbé qui va s'engager sous une cloche pleine d'eau; on chauffe, l'excès d'oxigène se dégage et l'oxide de manganèse moins oxidé se porte sur l'acide sulfurique, et forme un sulfate de manganèse qui varie de couleur depuis le blanc jusqu'au violet en passant par le jaune et le rose. Si lorsque la température est élevée, on ajoute un peu de sucre, il se fait sur-le-champ une vive effervescence, à cause de l'acide carbonique formé aux dépens du carbone du sucre qui se combine avec l'excès d'oxigène de l'oxide de manganèse, et le sulfate est plus promptement fait; on filtre, on fait évaporer en consistance sirupeuse, et on obtient des cristaux prismatiques applatis à 6 pans d'une couleur rose.

Ce sulfate parfaitement neutre, est décomposé par le feu, et donne du gaz oxigène. Il a une saveur styptique, astringente; il est efflorescent à l'air et très-soluble dans l'eau.

Les alcalis en séparent un oxide de manganèse, sous forme d'une matière gélatineuse blanchâtre, qui devient brun par son exposition à l'air.

L'oxide de manganèse est peu attaqué par l'acide nitrique, parce que cet acide trouve le manganèse déja oxidé; mais en y ajoutant un corps combustible tel que le miel, le sucre, etc. on obtient une solution complète. L'oxide privé d'une portion de son oxigène par ces corps, se dissout dans cet acide.

Pour obtenir le nitrate de manganèse, on fait chauffer dans une capsule un mélange de 40 parties d'acide nitrique, de 24 degrés, de 30 d'oxide de manganèse et de 10 parties de sucre pour désoxider assez l'oxide noir de manganèse, afin de faciliter la combinaison avec l'acide nitrique; il se forme de l'eau et de l'acide carbonique qui se dégage; l'oxide de manganèse moins oxidé se porte sur l'acide nitrique qui le dissout; on filtre, on fait évaporer jusqu'à très-forte pellicule, et l'on obtient par refroidissement des cristaux déliquescens; sa couleur n'est pas constante, elle dépend du degré d'oxidation du manganèse; elle est tantôt blanche, tantôt jaune-rougeâtre ou violette. Ce sel est décomposé par les bases salifiables solubles, et le précipité varie dans sa couleur comme le sel lui-même; mais il est à remarquer que le précipité, de quelque couleur qu'il soit, exposé à l'air, passe assez promptement au noir, et donne avec l'acide muriatique ordinaire l'acide muriatique oxigéné.

Aucune des bases ne dissout ce précipité. Si, au lieu de bases, on ajoute un carbonate saturé, le précipité est blanc et constant dans sa couleur; le précipité noir obtenu avec les bases, n'est pas décomposé par l'hy-

drogène sulfuré; on obtient un précipité par les hydro-sulfures.

L'acide muriatique dissout l'oxide de manganèse; et lorsqu'on le fait digérer, il se saisit de l'oxigène, passe en vapeurs à travers l'eau : c'est ce qu'on appelle *acide muriatique oxigéné. Voyez* cet article.

Le muriate de manganèse cristallise en lames rhomboïdales. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il est déliquescent et décomposé par les acides sulfurique, nitrique, et par les alcalis.

L'acide fluorique forme, avec l'oxide de manganèse, un sel peu soluble; mais en décomposant le sulfate, le nitrate ou le muriate de manganèse, par le fluate d'ammoniaque, il se précipite un fluate de manganèse.

Les acides phosphorique, boracique et carbonique n'ont pas une action très-sensible sur l'oxide de manganèse; on prépare ces combinaisons qui sont toutes insolubles dans l'eau, en versant une solution d'un phosphate, borate ou carbonate alcalin dans une solution de sulfate de manganèse; le précipité, bien lavé et séché, représente le sel qu'on se propose de faire.

Dans tous les sels à base de manganèse, le métal est au *minimum* d'oxidation, à l'état d'oxide blanc, qu'on peut précipiter par une base, d'où résulte qu'il existe deux degrés d'oxidation au *minimum*, le gris et le blanc, et au *maximum*, le noir.

L'oxide de manganèse se combine et se vitrifie avec les substances terreuses. Il s'unit aussi très-bien avec les alcalis.

La combinaison de l'oxide de manganèse avec la potasse, par la voie sèche, a été appelée *caméléon-minéral.*

Pour obtenir cette combinaison, on réduit deux parties d'oxide de manganèse en poudre, on le mêle avec dix parties de potasse caustique; on introduit le mélange dans un creuset; on chauffe fortement pendant trois à quatre heures environ. Le produit est une espèce de fritte vitreuse, soluble dans l'eau, qui a une saveur un peu caustique. En dissolvant cette matière dans l'eau froide, l'eau devient verte; en la laissant à l'air, elle devient blanche; l'oxide de manganèse en absorbant ce nouvel oxigène, passe au noir et se précipite.

Si on la dissout dans l'eau chaude, elle devient rouge et passe au vert en refroidissant; si on jette un acide dans une de ces dissolutions, elle passe au rouge sur-le-champ.

La même matière avec la même eau, à différentes températures, prend diverses couleurs. Cela tient à une oxidation différente; car, au bout de vingt-quatre ou trente-six heures, toutes les liqueurs deviennent incolores comme l'eau, et on trouve le manganèse également précipité dans les vases.

Si on arrose d'ammoniaque l'oxide de manganèse, il se produit une légère effervescence à la température de 10 à 12 degrés, et l'oxide passe lentement à la couleur grise ou blanche. L'effervescence est due au gaz azote; on peut en augmenter et accélérer la production en élevant la température. M. *Berthollet* a fait voir que dans cette combinaison il se dégageoit du gaz azote, et que l'hydrogène de l'ammoniaque se portoit sur l'oxigène qu'il enlevoit au manganèse; celui-ci est alors réduit et devient blanc.

L'ammoniaque qu'on fait passer à travers l'oxide rouge

de manganèse, forme de l'acide nitrique. *Voyez* cet article.

L'oxide de manganèse mêlé avec le nitrate de potasse, et projetté dans un creuset rouge, offre le même phénomène. Le nitrate est décomposé par le calorique, et l'oxide forme avec la potasse une masse soluble d'un vert foncé, qui présente les mêmes propriétés que l'opération ci-dessus.

Le borax fondu avec l'oxide de manganèse, prend une couleur brune ou violette.

Si l'on distille du muriate d'ammoniaque avec l'oxide de manganèse, on obtient un peu d'ammoniaque; mais il y en a une partie de décomposée, d'où résulte de l'eau provenant de l'union de l'hydrogène, l'un des principes de cet alcali, avec l'oxigène de l'oxide, tandis que l'azote se dégage à l'état du gaz. On obtient aussi dans cette opération un peu d'acide nitrique.

Si l'on ajoute aux substances qui composent le verre, de l'oxide de manganèse, on parvient à le blanchir.

Le nitrate de potasse ajouté, rend ce verre violet, et d'autant plus foncé, que l'oxidation de ce métal par l'acide nitrique est plus complette.

L'oxide de manganèse n'a été pendant longtems employé que dans la fabrication du verre et des émaux.

Dans la fabrication de verre blanc, ce métal sert non-seulement à le décolorer, en fournissant une partie de son oxigène pour l'oxidation des matières charbonneuses et métalliques qu'il contient; mais il sert encore à lui donner de la solidité, en se combinant avec lui par la fusion. Il le colore au contraire, s'il est souillé de beaucoup d'oxide de

fer, et s'il est employé en trop grande proportion; cet effet arrive sur-tout lorsqu'il est peu oxidé.

Dans les émaux, le manganèse est employé, ou pour détruire les matières charbonneuses, et maintenir dans un état de saturation convenable les oxides métalliques, employés comme corps colorans, qui pourroient perdre de leur oxigène au degré de feu qu'ils éprouvent; alors les oxides de manganèse les plus oxidés sont les meilleurs; ou ce minéral est employé lui-même comme principe colorant, alors il n'est pas nécessaire qu'il contienne une surabondance d'oxigène. Dans tous les cas, l'oxide de fer est nuisible à la pureté et à la vivacité des couleurs.

On emploie souvent l'oxide de manganèse, pour la fabrication du verre commun, afin de rendre sa couleur moins désagréable; dans ce cas il n'est pas aussi nécessaire qu'il soit exempt d'oxide de fer.

Pour la fabrication de l'acide muriatique oxigéné, la présence de l'oxide de fer, n'est pas plus nuisible dans l'oxide de manganèse, qui est d'autant plus propre qu'il est plus oxigéné que les autres bases salifiables qui s'y trouvent unies.

CHAPITRE XIII.

Du Bismuth.

Le bismuth se trouve sous divers états dans le sein de la terre : il y est ou natif, ou combiné avec le soufre, l'arsenic ou l'oxigène.

M. *Haüy* décrit plusieurs espèces de mine :

Première ; *Bismuth natif, deux variétés.*

On trouve du bismuth natif dans un jaspe d'un rouge brun, à Joachimsthael, en Bohême ; à Schnéeberg, en Saxe ; à Saint-Sauveur, et dans les mines de la ci-devant Bretagne.

Deuxième ; *Bismuth sulfuré ; deux variétés.*

Cette mine d'un gris de plomb, se trouve à Schnéeberg et à Johann-Georgenstadt, en Saxe, et à Bastnaès, en Suède. Sa gangue est le quartz.

Troisième ; *Bismuth oxidé ; deux variétés.*

Ce bismuth se rencontre quelquefois à la surface des mines de bismuth natif, sous la forme d'une poussière d'un jaune verdâtre.

Pour exploiter le bismuth on fait une fosse en terre, on la couvre de bûches qu'on place près les unes des autres ; on allume le bois, et on jette par-dessus la mine concassée ; le bismuth se fond et coule dans la fosse, où il se moule en pain orbiculaire.

On bien on met les morceaux concassés de la gangue du bismuth natif, dans de grands creusets, que l'on entoure de bois allumé. Une chaleur modérée suffit pour faire fondre le métal, et le retirer de sa gangue.

On suit encore d'autres procédés, suivant les endroits ; quelquefois on incline un tronc de pin creusé en canal, sur lequel on met un lit de bois ; on jette le bismuth sur

cette matière combustible, après l'avoir allumé. Ce métal se fond, coule dans un canal qui le conduit dans un trou fait en terre, sur lequel pose l'extrémité du pin. On puise le bismuth, et on le verse dans des moules de fer, ou dans des lingotières.

Le bismuth est alors d'une couleur de blanc jaunâtre, naturellement lamelleux; il est fragile. Son brillant métallique s'altère à l'air; il prend une teinte violette : on voit même à la longue une poussière blanche à sa surface; c'est du bismuth à l'état d'oxide; sa pesanteur spécifique est de 9,822.

Le bismuth est très-fusible; en petits fragmens il entre en fusion à la flamme d'une bougie.

On emploie ce moyen pour l'obtenir cristallisé. A cet effet, on l'enferme dans un creuset, on le fait fondre. Sitôt qu'il est fondu on retire le creuset du feu, on laisse refroidir la fonte un moment; on verse ensuite comme si on décantoit : la partie fluide fondue s'écoule, et les parties figées au pourtour du creuset, présentent le métal cristallisé à la partie inférieure et au fond.

On peut aussi, d'après M. *Mongez*, employer pour cette opération un creuset percé et bouché par le fond. Lorsque le métal est fondu on laisse figer la surface supérieure du métal, et lorsqu'elle commence à se prendre, on débouche le fond du creuset; la partie fluide s'écoule et tous les parois, et le dessous de la surface supérieur figée, laissent voir les cristaux qui se sont formés.

Sa cristallisation est le cube qui passe quelquefois à l'octaèdre.

Si on le fond avec le contact de l'air, à un feu modéré,

il se change insensiblement en un oxide d'un gris verdâtre ou brun, nommé cendre ou oxide de bismuth.

Lorsqu'il éprouve l'action d'un feu très-violent, il est volail et se sublime dans des vaisseaux clos; il produit une petite flamme bleue, et laisse exhaler son oxide sous la forme de fumée jaunâtre qui se condense sur les corps froids.

Pour faire cette expérience on met du bismuth dans un creuset, on l'expose à un grand feu, pour bien découvrir la surface; sitôt que le bismuth répand la flamme bleue, on retire le creuset du feu, et on applique dessus un entonnoir de verre, ou tout autre vase, il s'y sublime du bismuth à l'état d'oxide. Lorsque le bismuth ne fume plus on le fait chauffer de nouveau au même degré de feu; et l'on recommence ainsi jusqu'à ce que le bismuth ne se volatilise plus : c'est ce qu'on appeloit autrefois *fleurs de bismuth.*

L'oxide de bismuth est très-fusible; il se fond seul par l'action du feu, et se convertit en un verre jaune et transparent. Ce verre perce les creusets et les vitrifie.

L'oxide de bismuth est susceptible d'être réduit. On prend la quantité qu'on veut d'oxide de bismuth; on en forme une pâte avec du savon noir : on fait fondre ce mélange dans un creuset; l'oxide se réduit et reforme du bismuth.

Le gaz hydrogène altère la couleur du bismuth, et lui donne une teinte violette.

Le bismuth s'unit très-bien avec le soufre; si on chauffe parties égales de ces deux substances dans un creuset, il en résulte une mine de bismuth sulfureuse, artificielle, noirâtre et poreuse, qui, refondue, devient, par le refroi-

dissement, grise, brillante, striée, et même susceptible de cristalliser.

Le bismuth, d'après *Pelletier*, a très-peu d'affinité avec le phosphore. Parmi les expériences qu'il a faites pour phosphorer du bismuth, voici celle qui a le mieux réussi.

On fait fondre dans un creuset un peu de bismuth; lorsqu'il est fondu, on y projette, par parties, de petits morceaux de phosphore : on retire ensuite le creuset du feu, et l'on trouve le bismuth très-adhérent au creuset.

Sa cassure est celle du bismuth. Au chalumeau, il donne une très-petite flamme verte, au moment où il entre en fusion. Exposé quelque tems à l'air, il prend une couleur irisée. Si on le lime, et si on jette la limaille sur un charbon bien allumé, l'on voit qu'il se dégage de petites flammes verdâtres, qui ont l'odeur de phosphore.

On ne connoît pas l'action du bismuth sur l'arsenic, le cobalt, quoiqu'on le trouve allié avec ces deux métaux dans les mines de Saxe, exploitées à Schnéeberg.

L'eau paroît n'avoir aucune action sur le bismuth.

L'acide sulfurique concentré agit sur lui, à l'aide du calorique, il en dissout une portion avec laquelle il forme un sulfate de bismuth, et il se dégage du gaz acide sulfureux.

Ce sel est en poudre blanche, lorsqu'il est neutre il est peu soluble dans l'eau; mais il le devient davantage dans un excès d'acide. M. *Fourcroy* annonce qu'il peut être décomposé par le feu, par les substances salines terreuses, par les alcalis, et même par l'eau en grande quantité.

L'acide nitrique dissout le bismuth avec une rapidité singulière. Le mélange s'échauffe beaucoup, et l'acide se décompose en partie.

On met dans un matras, ou dans une fiole à médecine,

une partie et demie d'acide nitrique foible; on ajoute, à diverses reprises, une partie de bismuth cassé par petits morceaux, il se forme de l'oxide de bismuth qui se dissout dans l'acide nitrique.

Lorsque la solution est faite, il se précipite ordinairement une poudre noire en flocons légers, qui est un sulfure de bismuth.

Quand on veut filtrer la solution de bismuth, il faut y ajouter de l'eau acidulée, à cause de la propriété du bismuth d'être précipité en blanc par l'eau : on fait ensuite évaporer et cristalliser ; elle fournit un sel blanc très-brillant. M. *Fourcroy* a obtenu par une évaporation lente, des rhombes applatis, fort gros.

Ce sel détonne foiblement, et par scintillations rougeâtres; il se fond et il se boursoufle, et laisse un oxide d'un jaune verdâtre, qui ne se réduit pas sans addition. Il a une saveur très-caustique, il est déliquescent.

Exposé à l'air, ce sel perd sa transparence.

Ce sel est décomposé par les alcalis et par la chaux, par l'acide sulfurique; il est précipité en gris par les prussiates, en noir par l'hydrogène sulfuré, et en blanc par l'acide gallique.

Quand on précipite par l'hydrogène sulfuré, il y a une portion de bismuth revivifié, qui forme une pellicule grise, brillante à la surface.

Si on fait dissoudre de ce sel dans de l'eau, il la rend blanche, laiteuse, et y forme un précipité d'oxide de bismuth.

Si on verse de l'eau dans une dissolution nitrique de bismuth, on a un effet semblable : c'est ce qu'on a appelé *magistère de bismuth.*

Pour l'obtenir très-blanc et très-léger, on fait, comme nous l'avons dit ci-dessus, une dissolution de bismuth par l'acide nitrique ; on l'étend dans deux fois son poids d'eau acidulée, on laisse bien déposer, on décante pour séparer le dépôt noir qui s'est formé : on verse cette dissolution dans une très-grande quantité d'eau très-pure : il se fait aussitôt un précipité blanc. Lorsqu'il est bien formé, on filtre la liqueur ; on passe de l'eau, à plusieurs reprises, sur le dépôt resté sur le filtre, afin d'enlever tout l'acide, et on le fait sécher : c'est ce que l'on nomme *magistère de bismuth ; blanc de fard*, et *blanc de perle.*

Le bismuth se précipite à l'état d'oxide blanc ; mais il retient toujours une petite quantité d'acide nitrique, dont on peut le priver par la potasse. C'est cette portion d'acide nitrique qui est la cause de son action sur la peau.

Les femmes s'en servent pour blanchir la peau ; mais il a l'inconvénient de noircir lorsqu'il est en contact avec des matières fétides, odorantes, etc. Si l'on verse dans une solution de nitrate de bismuth, précipitée par l'eau du sulfure de potasse, ou de l'hydro-sulfure ; du blanc, l'oxide passe au noir foncé.

Le magistère de bismuth, pour être beau, doit être parfaitement blanc, et très-peu volumineux.

L'acide muriatique dissout difficilement le bismuth ; il faut qu'il soit concentré et en digestion longtems sur ce métal : mais il dissout plus facilement son oxide.

Suivant M. *Fourcroy*, cette dissolution réussit encore mieux, en distillant une grande quantité d'acide muriatique sur le métal ; il s'exhale une odeur fétide de gaz hydrogène sulfuré de ce mélange : on lave le résidu avec de

l'eau, qui se charge de la portion d'oxide métallique unie à l'acide.

Le sel que l'on obtient de ces dissolutions, cristallise difficilement.

Il se sublime, et forme une sorte de sel mou, fusible, nommé improprement *beurre de bismuth*, qui attire fortement l'humidité de l'air.

L'eau le décompose, et en précipite un oxide blanc.

Le bismuth décompose le muriate sur-oxigéné de mercure.

Poli, Histoire de l'Académie, année 1713, pag. 40 : dit avoir distillé un mélange d'une partie de bismuth, et de deux de ce sel : il a obtenu une substance fluide épaisse, qui se congèle en une masse graisseuse, qui se fond au feu, qui se précipite par un grand lavage ; c'est du *muriate de bismuth*. Il distilla ensuite ce sel plusieurs fois de suite ; il resta chaque fois dans la cornue une poudre très-fine, de couleur de perle orientale, douce au toucher et gluante. L'auteur croit que cette poudre peut être employée dans la peinture, et par les émailleurs, pour imiter les perles fines.

L'acide nitro-muriatique dissout aussi le bismuth ; la dissolution est d'abord un peu verdâtre, elle blanchit ensuite.

L'acide muriatique oxigéné oxide très-promptement le bismuth.

Si l'on jette du bismuth en poudre dans du gaz acide muriatique oxigéné, il s'enflamme et donne des étincelles blanches, et le bismuth passe à l'état d'oxide blanc.

On ne connoît pas encore les propriétés des phosphate, fluate, borate et carbonate de bismuth.

On ignore l'action des substances terreuses et des alcalis sur le bismuth ; on sait seulement qu'il s'unit par la fusion vitreuse avec la silice, qu'il colore en jaune verdâtre.

Le bismuth ne détonne pas avec le nitre ; cependant ce sel le convertit en oxide.

Le bismuth, en poudre, mêlé avec le muriate suroxigéné de potasse, détonne par le choc.

Le muriate d'ammoniaque est décomposé par l'oxide de bismuth, mais non par le métal ; on obtient ce qu'on appeloit autrefois *fleurs de sel ammoniac bismuthiques*, et il se dégage une grande quantité de gaz ammoniac.

On mêle ensemble une partie d'oxide de bismuth, et deux parties de muriate d'ammoniaque ; on met ce mélange dans une cornue de verre, et on procède à la distillation à l'appareil pneumato-chimique : il passe de l'ammoniaque, il s'élève et s'attache dans le col de la cornue, un peu d'oxide de bismuth mêlé avec du muriate d'ammoniaque non décomposé. Le résidu contient la combinaison de l'oxide métallique avec l'acide muriatique.

On peut séparer l'oxide de bismuth du muriate d'ammoniaque, par la seule solution dans l'eau.

On peut se servir du bismuth pour faire une encre de sympathie.

Toutes les dissolutions de bismuth peuvent servir, mais on prend de préférence un acide qui n'attaque pas le papier, tel que l'acide acétique foible. On écrit des caractères sur le papier avec l'acétate de bismuth formé, qui ne paroissent pas : pour les rendre visibles, on prend du sulfure

alcalin, on prend même de préférence le sulfure d'ammoniaque. En le mettant en contact avec le papier, la vapeur désoxigène le bismuth et le noircit, il se forme un sulfure de bismuth : cette expérience se fait en mettant un peu de sulfure d'ammoniaque dans un verre, qu'on recouvre d'un papier, sur lequel on a écrit; le sulfure se volatilise, et se porte sur la dissolution de bismuth.

Le bismuth à l'état de métal, est employé dans les arts. On l'allie à l'étain pour lui donner plus de solidité, sans lui enlever sa blancheur. Il donne en général aux métaux mous, de la dureté, de la roideur, ou de la consistance.

Son oxide est utile dans la préparation de quelques émaux, des verres colorés; pour la dorure sur porcelaine, il est ajouté à l'or dans la proportion du quinzième, etc.

CHAPITRE XIV.

Antimoine et Sulfure d'Antimoine.

§. Ier.

De l'Antimoine.

Les latins ont appelé ce métal, *stibium*. Le mot antimoine est venu de ce que la première épreuve qu'on fit avec ce métal, fut faite sur des moines, auxquels, dit-on,

on le donna comme purgatif. Il n'y a pas de métal qui ait plus fourni matière à l'alchimie; l'on a écrit une quantité de volumes sur cette substance. Les alchimistes lui ont donné différens noms, *racine des métaux*, *plomb sucré*, etc.

On distingue quatre espèces de mine d'antimoine et quelques variétés.

1°. Antimoine natif; 2°. antimoine sulfuré; 3°. antimoine oxidé; 4°. antimoine hydro-sulfuré. (Haüy, Traité de minér.)

L'antimoine natif a été découvert par *Swab*, à Sahlberg, en Suède; à Andreasberg, au Hartz, et depuis M. *Schreiber*, inspecteur des mines, en a trouvé à Allemont, près de Grenoble. Celui-ci fut pris pendant quelque tems pour de la pyrite arsenicale.

L'antimoine sulfuré, sous la forme d'aiguilles noires, d'un brillant métallique, est commun dans différens endroits de la Hongrie, comme à Cremnitz et à Schemnitz.

On connoît l'antimoine sulfuré argentifère, dite mine d'argent grise antimoniale. (De Lisle, t. 3.)

On a trouvé cette mine au Hartz à Himmelsfurst, près de Freyberg, où ses cristaux sont accompagnés de fer carbonaté en petits rhomboïdes primitifs.

L'antimoine oxidé, antimoine muriaté de *Kirwan*, d'un blanc natif, a été trouvé par *Mongez* le jeune, aux Chalanges, montagne de la mine d'Allemont, département de l'Isère.

On a trouvé la variété laminaire, à Przibram en Bohême, et à Braunsdorff, en Saxe, sur du plomb sulfuré, et la variété aciculaire, à Malazka, en Hongrie.

On trouve l'antimoine hydro-sulfuré, d'un rouge sombre, à Braunsdorff, en Saxe; à Felsobanya, en Hongrie; à Kapnick, en Transilvanie, etc.

L'antimoine sulfuré étant la seule espèce qui se trouve en masse ou en filon, de quelque étendue, sert à l'exploitation. Les mines les plus remarquables de ce sulfure sont : celles de Cremnitz, de Filsobang, en Bohême, en Saxe, en Angleterre, en Suède, en Espagne; en France, celles des environs d'Uzès, département du Gard; celle de Massiac et de Lubillac, département du Puy-de-Dôme; celle du Vivarais; enfin celles de Glandon et de Biar, près Saint-Yriez, département de la Haute-Vienne.

Pour extraire l'antimoine de sa gangue, on bocarde la mine, et on la met en morceaux dans des pots percés à leur partie inférieure. Ces pots sont placés sur d'autres qui sont enfoncés dans la terre; on chauffe les premiers, le sulfure se fond et coule dans le creuset inférieur. Les scories restent dans le pot supérieur.

Cette substance est d'un gris noirâtre, en lames ou en aiguilles plus ou moins grosses, friables.

Pour obtenir l'oxide d'antimoine du sulfure natif, on réduit le sulfure en morceaux, on l'expose au feu qui volatilise une partie du soufre, il faut employer une très-douce chaleur pour l'amener à l'oxide gris d'antimoine.

On prend huit parties de cet oxide gris sulfuré d'antimoine, et quatre de tartre. On projette ce mélange dans un creuset rougi dans un fourneau de réverbère.

On a pour résultat, suivant les différentes affinités des substances que l'on emploie, de l'acide carbonique, qui se dégage, un peu de carbonate de potasse, du sulfure de

potasse, tenant un peu d'antimoine; enfin, du sulfate de potasse. Ces trois produits restent dans le creuset, de même que l'antimoine qui en occupe la partie inférieure.

Pour obtenir l'antimoine du sulfure, on fait un mélange de 200 parties de sulfure d'antimoine, 100 de tartre brut, et de 170 de nitrate de potasse. On projette le tout par cuillerées dans un creuset rouge, il se dégage une grande quantité de gaz; on bouche de suite le creuset et on donne un coup de feu assez fort : voici ce qui se passe.

L'acide nitrique du nitrate de potasse se décompose; une partie de son oxigène se porte sur une partie du soufre du sulfure d'antimoine, et forme de l'acide sulfurique qui se porte sur la potasse; une partie de l'acide tartareux du tartre met alors à nu du charbon qui empêche l'excès d'oxigène de se porter sur l'antimoine et de l'oxider; il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, une partie du soufre se porte sur l'autre partie de la potasse mise à nu, et forme un sulfure de potasse; il se forme encore du sulfure d'antimoine oxidé, à cause d'une partie d'oxigène qui se porte sur un peu de sulfure qui n'a pas été décomposé. Après avoir chauffé pendant une heure et demie, on trouve au fond du creuset un culot gris-blanc pesant, très-cassant, à facettes, et cristallisé en feuilles de fougère. Pour reconnoître cette substance, après en avoir pulvérisé une partie, on jette dessus de l'acide nitrique concentré, qui se décompose : l'oxigène se porte sur le métal et l'oxide; il se dégage beaucoup de gaz nitreux. Si on jette ensuite sur cet oxide, de l'acide muriatique, il le dissout, et il se forme un muriate qui précipite en blanc par l'eau; pour

s'assurer si c'est de l'antimoine, on y jette de l'hydro-sulfure, et on voit qu'il se précipite du soufre doré ou du sulfure d'antimoine, ce qui le différencie du bismuth qui précipiteroit en noir.

Sur ce culot surnage une matière légère, spongieuse, rougeâtre, appelée *scorie*.

Ces scories contiennent de la potasse libre, du sulfure de potasse, du sulfate de potasse et du sulfure d'antimoine, peut-être un peu oxidé.

Lorsque le métal est pur, il est fragile, d'une belle couleur argentine tirant sur le bleuâtre, composé de lames ou feuillets. On le coule ordinairement en pains orbiculaires et applatis; ces pains présentent, à leur surface, une cristallisation en forme de feuilles de fougère.

Sa pesanteur spécifique est de 6,702.

Il est peu altéré par l'air; quelquefois la surface du métal se ternit.

Si l'on fond l'antimoine dans un creuset couvert, et qu'on le laise refroidir avec les précautions convenables, il est susceptible d'un vraie cristallisation en pyramides isolées.

Si l'on chauffe fortement l'antimoine dans des vaisseaux clos, il se sublime en entier, sans souffrir aucune altération.

Mais, lorsqu'on fait subir l'action du feu à l'antimoine, dans des vaisseaux où l'air a de l'accès, il s'oxide à la surface, et se réduit en fumée blanche.

On met dans un fourneau un creuset; mais au lieu de le placer verticalement, on l'incline à 45 ou 50° parce que l'oxide d'antimoine étant volatil, ne se sublime pas, s'il est exposé à un feu un peu fort; son ouverture doit

déborder un peu la porte par laquelle on le fait entrer, on le lute à l'aide de la terre à four. On met dans ce creuset de l'antimoine; on pose à son ouverture un autre creuset percé à son fond, et qui est recouvert par un ou plusieurs autres, percés à leur fond; on met au dernier un cornet de papier pour recueillir ce qui peut encore passer d'oxide.

Il faut avoir soin de laisser entre le premier creuset inférieur, un intervalle, pour donner un courant d'air, sans lequel l'antimoine ne s'oxideroit pas bien; l'oxide seroit jaune au lieu d'être blanc; on chauffe jusqu'à ce que le creuset soit rouge à blanc.

Quand on veut augmenter le courant d'air, on peut soufler sur le métal rouge; si l'on voit se former une croûte épaisse à la surface, on la brise avec une baguette de fer. C'est ce que l'on nomme improprement *fleurs argentines de régule d'antimoine*, ou *neige d'antimoine*. C'est un oxide métallique sublimé en aiguilles très-déliées, blanches et brillantes, qui contient 0,23 d'oxigène.

Quand on le fait fondre avec le quart d'antimoine métallique, il passe à un *minimum* d'oxidation.

Enfin il arrive à l'état d'oxide noir, tenant 0,02 d'oxigène avant de revenir métallique.

L'antimoine éprouve très-peu d'altération de la part des corps combustibles.

Le gaz hydrogène altère sa surface et la colore. Il agit d'une manière plus énergique sur ses solutions.

L'antimoine s'unit au phosphore : pour obtenir cette combinaison, on mêle ensemble parties égales de verre phosphorique et d'antimoine, on y ajoute un huitième de charbon en poudre; on fait fondre le tout dans un creuset. Le résultat est une substance métallique blanche, fragile,

ayant une cassure lamelleuse, mais à petites facettes, qui paroissent cubiques; c'est de l'antimoine phosphoré.

L'antimoine a aussi beaucoup d'affinité avec le soufre. Ces deux substances s'unissent ensemble, et forment un sulfure d'antimoine artificiel.

Pour produire cette combinaison, on pulvérise parties égales d'antimoine et de soufre; on met ce mélange dans un creuset, on le couvre; on fait fondre promptement le mélange à un feu capable de rougir foiblement le creuset. Lorsque les matières sont fondues, on tire le creuset du feu, on le laisse refroidir; on le casse; on trouve une masse brillante de couleur gris d'ardoise; cette masse est disposée en belles aiguilles dans l'intérieur.

Les sulfures hydrogénés alcalins dissolvent complètement l'antimoine, et forment une matière jaunâtre, d'où l'on peut précipiter le soufre antimonié par un acide qui lui donne sur-le-champ une couleur orangée.

Le gaz hydrogène sulfuré agit sur les solutions de ce métal, et le brunit.

On peut encore faire cette expérience en versant de l'eau chargée d'hydrogène sulfuré, sur de l'oxide blanc d'antimoine. Par l'un ou l'autre moyen, on obtient un précipité jaune-rougeâtre.

L'arsenic s'unit à l'antimoine. Il en est de même du nickel, du cobalt et du bismuth. L'antimoine s'allie aussi avec l'étain et le plomb. *Voyez* ces deux articles.

L'acide sulfurique, concentré et bouillant, attaque l'antimoine; il se dégage une grande quantité de gaz sulfureux, et sur la fin il se sublime un peu de soufre. La solution est brunâtre, et il se précipite une masse blanchâtre presqu'insoluble qui est du sulfate d'antimoine.

Ce sel se décompose facilement au feu.

Les substances terreuses et les alcalis en séparent aussi l'antimoine.

L'antimoine décompose rapidement l'acide, nitrique, même à froid. Il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, et l'antimoine passe à l'état d'oxide blanc. M. *Thenard* a trouvé que l'oxide d'antimoine, obtenu par l'acide nitrique, contenoit 0,30 d'oxigène; il est très-difficile à réduire, mais ce chimiste y est parvenu en le chauffant avec un peu d'antimoine, pour lui enlever son oxigène.

On met ordinairement 20 parties d'antimoine en poudre, sur 50 d'acide nitrique; on fait chauffer un peu, et l'antimoine s'oxide en blanc et se précipite.

Dans cette expérience, l'acide nitrique seul n'est pas seulement décomposé, mais encore une petite quantité d'eau. L'azote de l'acide nitrique s'unit à l'hydrogène de l'eau et forme de l'ammoniaque, qui se combine avec de l'acide nitrique : ce que l'on reconnoît en traitant la masse blanche avec la chaux vive ou les alcalis ; il y a dégagement d'ammoniaque.

L'acide muriatique agit sur l'antimoine, et en dissout à l'aide du calorique une assez grande quantité. L'eau se décompose par l'évaporation, on obtient des petites aiguilles qui sont déliquescentes; l'eau forme un précipité blanc dans la liqueur; c'est un caractère que l'antimoine a de commun avec le bismuth.

L'acide muriatique oxigéné brûle l'antimoine avec une grande facilité. A cet effet, on le réduit en poudre, et on le jette dans un flacon rempli de ce gaz. Il faut que le flacon soit bien sec; le métal brûle rapidement et avec une flamme blanche très-brillante.

On peut obtenir un muriate sur-oxigéné d'antimoine en se servant du muriate sur-oxigéné de mercure et d'antimoine.

On forme ce que l'on nomme improprement *beurre d'antimoine*, maintenant *muriate d'antimoine sublimé.*

On mêle exactement 12 parties d'antimoine et 32 de muriate sur-oxigéné de mercure; on introduit le mélange dans une cornue de verre, de large ouverture, dont le tiers demeure vide. On place la cornue dans le bain de sable d'un fourneau de réverbère; on ajuste à la cornue un ballon des deux tiers moins de capacité que la cornue : on procède ensuite à la distillation à un feu doux. Dans l'espace de la première demi-heure, il distille une petite quantité d'une liqueur claire, laquelle est suivie d'une semblable liqueur, mais qui se fige dans le récipient, souvent même dans le bec de la cornue, en une masse blanche : c'est ce qu'on a appelé *beurre d'antimoine.* Cette substance engorge souvent le col de la cornue; alors on approche un charbon ardent pour la liquéfier et la faire passer dans le ballon. On entretient le feu jusqu'à ce qu'il ne passe plus rien; on laisse refroidir les vaisseaux, on délute le ballon, on le fait chauffer doucement au-dessus d'un réchaud pour liquéfier le muriate d'antimoine.

Le résidu est composé de mercure et d'une poudre grise d'antimoine qui surnage ce fluide métallique.

Si l'on continue la distillation après que le muriate d'antimoine a passé, en adaptant un nouveau ballon, on obtient du mercure coulant; mais il est sali par un peu de muriate d'antimoine.

Dans cette expérience l'antimoine se charge de l'oxigène qui se sépare de l'oxide de mercure: et il s'unit à

l'acide muriatique avec lequel il forme le muriate d'antimoine.

Cette décomposition a également lieu avec le sulfure d'antimoine; mais on obtient pour résidu une combinaison appelée improprement *cinabre d'antimoine.*

Pour faire cette opération, on réduit en poudre deux parties de sulfure d'antimoine et six de muriate sur-oxigéné de mercure, d'après *Baumé*, et d'après *Fourcroy*, une partie sur deux : on mêle ces deux substances, et on procède pour le reste, comme dans l'opération précédente. Lorsque la distillation est terminée, on adapte un nouveau ballon à la cornue, et on fait sublimer le résidu par un feu très-violent. On obtient une substance, sous forme d'aiguilles rouges, appelée *cinabre d'antimoine.*

Les propriétés du muriate d'antimoine sublimé, sont d'être très-caustiques, de détruire sur-le-champ nos organes, de brûler les matières végétales, de se fondre à la moindre chaleur, et de se figer par refroidissement, de perdre facilement sa blancheur, d'être altérable à la lumière, d'attirer fortement l'humidité de l'air, et de se résoudre en un fluide épais, comme oléagineux, de cristalliser en parallélipipèdes très-gros.

Ce sel a aussi la propriété de ne se dissoudre qu'en partie dans l'eau, et d'être décomposé en grande partie par ce fluide.

Lorsqu'on jette du muriate d'antimoine sublimé dans de l'eau distillée, il se fait un précipité très-abondant; on lave cette poudre à plusieurs reprises, dans beaucoup d'eau bouillante, et on la fait sécher. C'est ce qu'on a appelé *poudre d'Algaroti*, nom d'un médecin italien. On lui a aussi donné le nom de *mercure de vie.* C'est un oxide

d'antimoine retenant de l'acide muriatique qui est un violent purgatif et émétique.

L'eau de lavage contient une portion de cet oxide, à l'aide de l'acide que ce fluide entraîne; on peut s'en assurer en versant un peu d'alcali dans la liqueur : il y occasionne un précipité blanc. Ce n'est que cet excès d'oxide dont est chargé le muriate d'antimoine, qui lui donne la propriété d'être décomposé par l'eau, ainsi que celle de se prendre en une masse solide.

Quand on traite à chaud le muriate sublimé d'antimoine, par l'acide nitrique, il se dégage beaucoup de gaz nitreux; au bout de quelque tems il se dessèche en oxide d'antimoine.

Si, au lieu de laisser former un dépôt, on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité, on obtient un oxide très-blanc. On repasse jusqu'à trois fois cet oxide dans de l'acide nitrique que l'on fait évaporer chaque fois; enfin, on le chauffe dans un creuset, en faisant rougir médiocrement la matière, environ l'espace d'une demi-heure; on tire le creuset du fourneau, et on le laisse refroidir. On trouve une poudre blanche en-dessus, et rose en-dessous : on mêle ces poudres; c'est ce qu'on a appelé *bézoard minéral.*

L'acide phosphorique attaque aussi l'antimoine; mais on ne connoît pas encore bien le sel qui résulte de cette action.

L'antimoine paroît ne contracter aucune union avec les matières terreuses; mais lorsqu'il est à l'état d'oxide, il facilite leur fusion, et forme des verres dont les propriétés ne sont pas connues. Ces verres sont ordinairement de couleur orangée.

L'action des alcalis n'est pas mieux connue.

La plupart des sels éprouvent des altérations de la part de l'antimoine.

Si l'on fait fondre dans un creuset une partie de sulfate de potasse et une demi-partie d'antimoine, le métal disparoît; on obtient une masse jaune, comme vitrifiée, caustique, qui est un sulfure de potasse antimonié, et qui, délayé dans l'eau chaude, donne de l'oxide d'antimoine hydro-sulfuré par le refroidissement.

Dans cette expérience, l'antimoine enlève l'oxigène de l'acide sulfurique, et s'unit en état d'oxide au sulfure de potasse formé. Ensuite l'eau, par sa décomposition convertit ce sulfure alcalin en hydro-sulfure, de sorte que sa solution chaude devient susceptible de se séparer en deux portions; l'une très-antimoniée, qui se précipite en brun, et l'autre plus sulfurée, qui reste dissoute.

Le nitrate de potasse est aussi décomposé par l'antimoine; il résulte une combinaison connue sous le nom *d'antimoine diaphorétique*, et appelée par les chimistes modernes, *oxide d'antimoine par le nitre.*

On mêle une partie d'antimoine réduit en poudre fine avec deux ou trois de nitrate de potasse; on projette ce mélange par cuillerées, dans un creuset qu'on a fait rougir auparavant; ce sel détonne vivement, et brûle le métal à l'aide de l'oxigène qu'il fournit; après cette opération, on trouve dans le creuset une masse blanche scorifiée, qui, lavée avec de l'eau, laisse une portion de l'oxide d'antimoine unie à une petite partie de potasse, et en donne une autre combinée avec beaucoup plus d'alcali, dans lequel l'oxide semblable fait fonction d'acide.

Quand on fait cette opération dans les pharmacies, on emploie plus ordinairement le sulfure d'antimoine. Je

reporte donc les détails de cette expérience à l'article du sulfure.

Deux parties de muriate sur-oxigéné de potasse et une d'antimoine en poudre, fulminent par le choc, et produisent des étincelles rougeâtres, par l'acide sulfurique.

L'antimoine paroît susceptible de décomposer le muriate de soude, puisque, si l'on chauffe dans une cornue un mélange de ces deux substances, il passe, suivant *Monnet*, du muriate d'antimoine sublimé dans le récipient.

§. II.

Du Sulfure d'Antimoine.

Après avoir examiné les principales propriétés de l'antimoine métal, il est nécessaire maintenant de considérer en particulier sa mine, connue sous le nom impropre d'*antimoine*, ou d'*antimoine crud*, et que les chimistes modernes ont appelée *sulfure d'antimoine natif*.

Nous avons déja vu au commencement de cet article la manière de séparer de ce sulfure une portion du soufre ; ce qui le met à l'état d'oxide gris.

Si, au lieu de faire fondre l'oxide gris d'antimoine avec des matières combustibles, on le fait entrer tout seul en fusion, il se convertit en une matière vitreuse, transparente, qui a plus ou moins de couleur, depuis le jaune foible jusqu'à la couleur rouge d'hyacinthe très-foncée. C'est ce que l'on nomme *verre d'antimoine*.

Pour faire cette opération, on met dans un creuset de l'oxide gris d'antimoine sulfuré ; on le place dans un fourneau, et on le fait chauffer au rouge-blanc jusqu'à ce que

la matière soit dans une parfaite fusion. On s'assure qu'elle est suffisamment bien fondue, en plongeant une verge de fer dans le creuset, et on l'en retire pour examiner l'état de la fusion : si la matière est transparente, et qu'elle file comme du verre ordinaire, elle est bien. On ôte le creuset du feu; on coule ce qu'il contient sur une plaque de cuivre : c'est le *verre d'antimoine.* Ce verre est aigre, et se casse de lui-même en refroidissant.

Tous les verres d'antimoine, d'après les expériences de M. *Vauquelin*, contiennent de la silice en plus ou moins grande quantité; il y en a qui en tiennent jusqu'à 12 pour 100, mais le plus souvent elle s'y trouve entre 9 et 10. Cette matière paroît provenir des creusets dans lesquels on fait fondre l'oxide d'antimoine sur la silice desquels cet oxide a, comme l'oxide de plomb, une grande action.

On connoîtra tous les avantages du travail de M. *Vauquelin*, par l'application qu'en a faite ce chimiste à une des plus importantes préparations pharmaceutiques, le *tartrite de potasse antimonié. Voyez* ce mot.

Il y a encore une autre préparation connue sous le nom d'*oxide d'antimoine sulfuré vitreux*, ou de *foie d'antimoine*, à cause de sa couleur rouge sombre, semblable à celle du foie des animaux, et qui ne diffère de la précédente, qu'en ce que cet oxide contient beaucoup plus de soufre; aussi le verre qu'on en obtient est-il plus fusible et plus opaque.

A cet effet, on calcine le sulfure d'antimoine, mais beaucoup moins que lorsqu'on veut convertir l'oxide en verre : alors on fait fondre cet oxide dans un creuset; il entre facilement en fusion : on le coule dans un mortier

de fer ; on obtient une matière vitriforme de la couleur du foie d'un animal.

Si l'on avoit trop fait calciner l'antimoine, on obtiendroit une matière qui se rapprocheroit de la nature du verre d'antimoine et de sa transparence ; mais on y remédie en ajoutant un peu de sulfure d'antimoine en poudre.

L'acide sulfurique bouillant agit sur le sulfure d'antimoine ; il y a dégagement de gaz acide sulfureux et point de gaz hydrogène sulfuré. Il reste daus le fond du vase du sulfate d'antimoine mêlé au soufre.

L'acide sulfureux paroît être décomposé à chaud, ce métal s'oxide, et il se forme un sulfite d'antimoine sulfuré.

L'acide nitrique attaque avec violence le sulfure d'antimoine, sur-tout à l'aide du calorique ; tout le métal est oxidé, et l'acide n'en retient pas. Il se dégage beaucoup de gaz nitreux, et point de gaz hydrogène sulfuré.

Le soufre se trouve mêlé à l'oxide au fond de la liqueur.

L'acide muriatique dissout mieux le sulfure que l'antimoine métal, même sans le secours de la chaleur. Il y a dégagement de gaz hydrogène sulfuré. A l'aide du calorique, tout le métal se dissout, et le soufre reste au fond.

L'acide muriatique oxigéné gazeux brûle et enflamme ce sulfure.

Les bases salifiables terreuses ont peu d'action sur le sulfure d'antimoine.

Si l'on verse de l'eau de chaux sur du sulfure d'antimoine en poudre, elle forme, au bout de quelques heures,

un précipité jaunâtre. Si on laisse longtems l'eau de chaux sur ce sulfure, on obtient, en versant dans la liqueur filtrée, un acide, un précipité d'antimoine hydrosulfuré pâle ou de soufre doré.

On obtient un effet semblable, mais plus sensible avec la barite et la strontiane.

Les alcalis ont une action très-marquée sur ce sulfure; avec la potasse, on forme une préparation connue sous le nom de *kermès minéral*, maintenant *oxide d'antimoine hydro-sulfuré.*

Ce n'est que depuis le commencement de ce siècle, que l'usage du kermès s'est établi dans la médecine : on lui avoit aussi donné le nom de poudre des Chartreux, attendu que le frère *Simon*, après avoir administré ce remède, qui eut un plein succès, publia partout la vertu de ce médicament. Il tenoit cette préparation d'un chirurgien nommé *la Ligerie*, lequel la tenoit lui-même de *Chastenay*. *Dodart*, médecin, fit acheter au gouvernement ce secret en 1720, et *la Ligerie* le rendit public.

Le nom de *kermès* lui a été donné par le frère *Simon*, Chartreux, sans doute à cause de sa couleur semblable à celle de la coque animale appelée *kermès.*

Les divers procédés connus sont ceux de *la Ligerie*, de *Lémery*, de *Baumé*, *Chaptal*, *Deyeux* et *Dizé*, ils se réduisent presque tous à faire bouillir le sulfure d'antimoine avec une lessive de potasse ou de soude plus ou moins carbonatée, à filtrer la liqueur encore bouillante, et à obtenir le kermès, qui se précipite par le refroidissement. Mais les proportions des substances employées,

le tems de l'ébullition, la concentration des lessives, la pureté plus ou moins grande des alcalis, celle de l'eau et une infinité d'autres circonstances rendoient sa préparation très-incertaine et très-variée. Rarement cette substance étoit la même, pour la couleur, la finesse, et peut-être relativement à ses effets, n'avoit-on pas assez généralisé sa préparation. Un médicament aussi important méritoit donc toute l'attention des chimistes; M. *Cluzel*, neveu, s'en est occupé particulièrement, il est parvenu à présenter dans un mémoire qui a remporté le prix de la Société de pharmacie, un procédé qui a paru mériter les suffrages.

Il consiste à prendre une partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, 22 $\frac{1}{2}$ parties de carbonate de soude, et 250 parties d'eau de rivière, et moins pour une plus grande quantité de mélange. On fait jeter quelques bouillons avant d'ajouter le sulfure, on fait ensuite bouillir trois quarts d'heure au plus dans une chaudière de fer, on filtre la liqueur chaude dans les terrines échauffées par l'eau bouillante, ayant soin après de les couvrir. On laisse reposer pendant 24 heures, on décante, on lave le kermès avec de l'eau préalablement bouillie et refroidie à l'abri du contact de l'air, on fait ensuite sécher dans une étuve portée à 25 degrés de température.

L'hydrogène sulfuré, suivant M. *Cluzel*, est la cause de la couleur du kermès. Ainsi les oxides d'antimoine maron, jaune ou orangé n'existent pas, et la couleur veloutée du kermès ne dépend que de la quantité d'hydrogène sulfuré qu'il contient.

M. *Nachet*, professeur à l'École de pharmacie, qui a préparé pendant longtems le kermès très-en grand,

m'a assuré qu'il l'obtenoit toujours également beau par le procédé suivant.

On prend 4 kilogrammes de potasse blanche du commerce, on l'a fait dissoudre dans 12 kilogrammes d'eau, on filtre. On porte ensuite à l'ébullition cette liqueur alcaline, et l'on y projette un mélange de 489 grammes 146 millig. (une livre) d'antimoine métal pulvérisé, et passé au tamis de soie, et de 366 grammes 859 millig. (12 onces) de soufre sublimé et lavé. On continue l'ébullition jusqu'à ce que l'on s'apperçoive que le kermès est formé. On cesse l'ébullition et on laisse déposer la liqueur sur le feu; quand elle est claire, on filtre à travers une toile serrée. Le kermès est ensuite lavé et séché.

Comme tout le métal n'est pas dissous par cette première opératiou, on fait bouillir de nouveau la liqueur filtrée sur le métal, ayant soin de porter le liquide à 12 kilogrammes.

On continue les ébullitions, en ajoutant : 1°. à la liqueur 8 onces de métal et 6 onces de soufre; 2°. 4 onces de métal et 3 onces de soufre. Si tout le métal n'est pas dissous, on ajoute à la liqueur bouillante 4 onces de soufre. On peut continuer les dernières proportions de soufre et de métal tant que la liqueur forme du kermès.

Une fois desséché, on achève de le diviser à l'aide du porphire, et enfin on le renferme dans un flacon de verre bien bouché. On doit avoir attention de ne pas mettre ce flacon dans un endroit trop exposé à la lumière, sans quoi on verroit la couleur du kermès s'affoiblir peu-

à-peu, attendu que l'hydrogène sulfuré se décompose. Cela arrive également quand on lave le kermès à plusieurs reprises avec l'eau aérée. Le kermès devient presque blanc lorsqu'on le prive entièrement de l'hydrogène sulfuré ; mais quand le kermès n'a perdu qu'une partie de l'hydrogène sulfuré, il se rapproche du soufre doré.

Si l'on verse un acide dans la liqueur dans laquelle s'est formé le kermès, et dont il s'est entièrement séparé par le refroidissement, cette liqueur se trouble de nouveau, et l'acide s'empare de la potasse.

Si l'on filtre la liqueur, et qu'on ajoute encore de l'acide, on obtient encore un précipité bien moins coloré.

On prouve que le kermès et le soufre doré contiennent de l'hydrogène, en versant dessus de l'acide muriatique qui dégage de l'hydrogène sulfuré.

Il est très-aisé maintenant de concevoir la théorie de cette préparation.

Dans cette opération, l'alcali en contact avec le sulfure d'antimoine, s'empare de la plus grande partie du soufre ; le sulfure alcalin qui en résulte opère la décomposition de l'eau ; l'oxigène de l'eau se porte sur l'antimoine, et le transforme en oxide d'antimoine. Son hydrogène s'unit au sulfure, et donne naissance à l'hydrogène sulfuré qui se partage en deux parties ; l'une qui se joint à l'oxide d'antimoine sulfuré, d'où résulte le kermès, et l'autre se réunit à la base alcaline, et dissout le kermès, qui se précipite.

La masse totale de ce composé se partage donc en deux portions différentes ; l'une plus antimoniée et moins sulfurée, qui ne peut être tenue en dissolution à froid ; l'autre

moins antimoniée et plus sulfurée, qui reste en dissolution, qui ne se sépare que par l'addition des acides, ce que l'on connoît sous le nom de *soufre doré.*

On peut même partager en divers hydro-sulfures de moins en moins antimoniés, et de plus en plus sulfurés, suivant qu'on fractionne sa précipitation, en n'employant que peu-à-peu la quantité d'acide nécessaire pour la séparer de l'alcali. De là les soufres dorés de la première, de la seconde et de la troisième précipitation, de moins en moins orangés, de plus en plus pâles, et dont la dernière n'est presque que du soufre.

M. *Thenard* a vérifié l'oxidation prompte du kermès récemment préparé, en le renfermant dans un flacon plein d'air; quelques jours ont été suffisans pour l'absorption totale du gaz oxigène, et pour mettre à nu le gaz azote. Cette observation fait connoître aux pharmaciens la cause de l'altération du kermès, et leur prouve la nécessité de le conserver à l'abri de l'air et de la lumière qui favorisent cette décomposition.

Le soufre doré décompose l'air comme le kermès, et il subit à-peu-près les mêmes changemens.

D'après les expériences de M. *Cluzel*, 10 grammes de kermès ont donné par l'analyse : hydrogène sulfuré 2,162 ; soufre 0,2 ; oxide d'antimoine blanc 8,3.

Il suit de là que le kermès et le soufre doré sont des oxides d'antimoine hydro-sulfurés contenant peu de soufre, et qui ne diffèrent entre eux qu'en ce que le premier est coloré par une plus grande quantié d'hydrogène-sulfuré, par moins de soufre et d'oxigène.

Le sulfure d'antimoine décompose aussi le nitrate de

potase, comme nous l'avons déja indiqué en examinant le métal. Il en résulte différentes préparations employées en médecine.

Si l'on fait un mélange d'une partie de sulfure d'antimoine réduit en poudre, et de trois parties de nitre très-pur, et qu'on projette ce mélange dans un creuset, que l'on aura fait rougir auparavant, il se fera une grande détonnation : lorsqu'elle est passée, on remet une cuillerée de mélange; on attend que la déflagration soit cessée : on continue de projetter par cuillerées, jusquà ce que tout soit entré dans le creuset. Alors, on augmente le feu, pour faire entrer la matière en fusion pâteuse : il se dégage du gaz nitreux et du gaz azote : l'oxigène se porte sur l'antimoine; on coule la matière dans un mortier de fer très-propre, ou sur un marbre; ou enfin, on la laisse refroidir dans le creuset : on la détache, on la pulvérise, et on l'enferme dans une bouteille qui bouche bien, parce qu'elle attire puissamment l'humidité de l'air. C'est le *fondant de Rotrou*, qu'on nomme aussi, *antimoine diaphorétique non lavé.*

Si l'on jette cette matière dans l'eau bien chaude, elle s'y délaie; on sépare ainsi l'oxide d'antimoine, mais la potasse enlève toujours une portion d'oxide d'antimoine, et l'oxide d'antimoine qui reste sur le filtre, retient aussi une portion de potasse. Cet oxide d'antimoine a été appelé *antimoine diaphorétique lavé;* il contient, d'après M. *Thenard*, 0,32 d'oxigène.

Ce chimiste y a reconnu des caractères particuliers; il est moins soluble dans l'eau que les autres oxides d'antimoine; il s'unit plus difficilement aux acides, il exige pour sa désoxigénation la plus haute température, et ne

se réduit bien que quand on le chauffe avec une portion d'antimoine.

L'eau qui surnage le dépôt, tient en dissolution les matières salines qui étoient dans le mélange, et une portion d'oxide métallique presqu'acidifié, unie à la potasse du nitre. Cette espèce d'antimoniate de potasse est susceptible de cristalliser, suivant M. *Berthollet.* Les acides le décomposent et en précipitent un oxide d'antimoine, nommé *céruse d'antimoine*, *magistère d'antimoine diaphorétique*, *matière perlée de Kerkringius.*

La liqueur qui reste après ce précipité, contient un peu de nitrate de potasse échappé à la détonnation, un peu de sulfite de potasse, produit pendant la détonnation, et le sel neutre formé par l'union de l'acide avec l'alcali qui tenoit l'oxide métallique en dissolution. Quoique ce dernier sel varie suivant l'acide qu'on a employé, il porte le nom très-impropre de *nitre antimonié de Stahl ;* le plus souvent ce sel n'est point du nitre, puisqu'on peut se servir des acides sulfurique ou muriatique pour précipiter l'oxide d'antimoine ; lorsque la précipitation est bien faite, il ne contient point du tout de cet oxide.

Si l'on fait calciner sept fois de suite de l'antimoine diaphorétique, avec de nouveau nitre chaque fois, le lessivant à chaque opération, pour en séparer les sels, on obtient un oxide d'antimoine, connu sous le nom de *poudre de la Chevaleray.* Ce médicament n'est plus d'usage.

Quand on n'emploie que parties égales de nitre et de sulfure d'antimoine, on obtient une vitrification opaque que l'on connoissoit sous le nom de *foie d'antimoine.*

On fait un mélange de parties égales de nitrate de

potasse et d'antimoine; on le projette par cuillerées dans un creuset qu'on a fait rougir: il se fait une détonnation; lorsqu'elle est passée, on ajoute une nouvelle cuillerée de la matière; on procède de même jusqu'à ce que tout le mélange soit mis dans un creuset; alors on le chauffe assez pour faire entrer la matière en fusion: on ôte le creuset du feu, on le laisse refroidir; on sépare les scories qui occupent la partie supérieure d'avec l'antimoine, qui est alors à l'état d'un verre brun et opaque.

Lorsqu'on ne pousse pas ce mélange à la fonte, on n'obtient qu'une scorie vitreuse, à laquelle on a donné le nom de *faux foie d'antimoine de Rulland.*

Cette matière réduite en poudre, et bien lavée dans de l'eau, forme le *safran des métaux*, *crocus métallorum*, qui n'est que de l'oxide d'antimoine vitreux, pulvérisé et séparé des matières salines, provenant de la détonnation du nitre.

On fait encore deux préparations analogues à la précédente, et qui sont de véritables verres d'antimoine sulfurés.

L'une est appelée *magnesia opalina;* ou *rubine d'antimoine.*

Pour obtenir cette préparation, on fait un mélange de parties égales de muriate de soude, de nitrate de potasse et de sulfure d'antimoine; on mêle ce mélange dans un creuset, et on le fait fondre, il ne se fait aucune détonnation. Lorsque ces matières sont bien fondues, on tire le creuset du feu; on le laisse refroidir; on le casse; on sépare les scories d'avec la substance nommée rubine, c'est une masse vitreuse, d'un brun peu foncé, très-brillante.

L'autre, improprement appelée *régule médicinal*, se prépare en fondant un mélange de quinze parties de sulfure d'antimoine, de douze de muriate de soude, et de trois de tartre : il en résulte un verre noir, luisant, très-opaque, très-dense, qui n'a nullement l'aspect métallique. Ces deux composés sont des espèces de *foie d'antimoine*, qui sont dues à une décomposition de muriate de soude ou de nitrate de potasse.

Le sulfure d'antimoine, mêlé avec le muriate sur-oxigéné de potasse, à la dose de deux parties de muriate sur une de sulfure, présente les mêmes phénomènes que le mélange d'antimoine et de muriate sur-oxigéné.

L'antimoine avec le plomb fait un alliage très-utile ; c'est celui des caractères d'imprimerie. *Voyez* l'article *Plomb*.

On le fait entrer avec le plomb et l'étain, dans des alliages roides et durs.

L'oxide sert dans la fabrication des verres de couleur, des émaux, des couvertes et des peintures sur les porcelaines.

En médecine, on ne se sert que du sulfure d'antimoine, du fondant de *Rotrou*, de l'oxide d'antimoine, appelé *antimoine diaphorétique*, du *kermès minéral* et du *soufre doré*.

CHAPITRE XV.

Du Tellure.

Tellure dérive du mot *tellus*, qui signifie terre.

Tellure natif. *Espèce unique.*

1°. Tellure natif. . . *Ferrifère* et *aurifère.*		*Haüy, Minér.*
2°. Tellure natif. . . *Aurifère* et *argentifère.*		
3°. Tellure natif. . . *Aurifère* et *plombifère.*		

Le tellure natif ferrifère et aurifère, connu sous le nom de *mine d'or blanche*, se trouve à Falzbay, en Transilvanie; ses gangues, selon *de Born*, sont la lithomarge et le quartz : la seconde variété, qui contient de l'or et de l'argent, se trouve à Offenbanya, dans le même pays; la troisième est connue sour le nom *d'or de Nagyac*, endroit de la Transilvanie d'où on la retire, et où elle a pour gangue le manganèse silicifère, d'un rouge de rose pâle, et quelquefois d'une couleur blanche; elle est assez souvent accompagnée, ou même entremêlée de diverses substances métalliques que l'on distingue à l'œil, tels que le zinc sulfuré, le plomb sulfuré, l'arsenic natif, etc.

C'est à *Klaproth* que nous devons la découverte du tellure.

Pour obtenir le tellure, on fait chauffer légèrement

la mine avec six parties d'acide muriatique; puis, en ajoutant trois parties d'acide nitrique, on fait bouillir le mélange; il se fait une effervescence très-considérable, et l'on obtient une dissolution complette.

On étend la solution filtrée avec autant d'eau qu'elle en peut supporter sans se troubler, ce qui n'en exige que très-peu; on ajoute alors à la liqueur une solution de potasse caustique, jusqu'à ce que le précipité blanc, qui se forme d'abord, disparoisse, et qu'il ne reste plus qu'un dépôt brun et floconneux; ce dernier précipité est de l'oxide d'or, mêlé avec de l'oxide de fer.

On ajoute à la solution alcaline, de l'acide muriatique en quantité nécessaire pour saturer entièrement l'alcali. Il se produit un précipité blanc; on le lave et on le fait sécher. On en forme ensuite une pâte avec de l'huile grasse; on introduit cette masse dans une petite cornue de verre, à laquelle on adapte un récipient; on chauffe par degrés jusqu'à la chaleur rouge : à mesure que l'huile est décomposée, on observe des gouttes brillantes et métalliques, qui tapissent la partie supérieure de la cornue, et qui retombent par intervalle au fond du vase; elles sont remplacées à l'instant par d'autres. Après le refroidissement, on trouve des gouttes métalliques figées et fixées sur les parois de la cornue et au fond du vase, et le reste du métal réduit et fondu avec une surface brillante, et presque toujours cristallisée.

La couleur de ce métal est le blanc d'étain, approchant du gris de plomb.

Son éclat métallique est considérable; la cassure en est lamelleuse. Il est très-aigre et très-friable. En le laissant

refroidir tranquillement, et peu-à-peu, il prend volontiers une cristallisation radiée.

Sa pesanteur spécifique est de 6,115.

Il est très fusible.

Chauffé au chalumeau sur un charbon, il brûle avec une flamme assez vive, d'une couleur bleue, qui sur les bords passe au verdâtre : il se volatilise entièrement en une fumée grise blanchâtre, et répand une odeur désagréable qui approche de celle des raves. En cessant de chauffer, sans avoir entièrement volatilisé la partie soumise à l'évaporation, le bouton restant conserve assez longtems sa liquidité, et se couvre par le refroidissement, d'une végétation radiée.

Ce métal forme, avec le soufre, un sulfure gris de tellure, d'une structure radiée.

Sa solution dans l'acide nitrique est claire et sans couleur; lorsqu'elle est concentrée, il se produit par le tems de petits cristaux blancs et légers, en forme d'aiguilles, qui présentent une agrégation dentritique.

Ce métal se dissout également dans l'acide nitro-muriatique. L'eau précipite ce métal à l'état d'oxide, sous la forme d'une poussière blanche, soluble dans l'acide muriatique.

Ce précipité est composé d'oxide de tellure qui retient un peu d'acide muriatique. C'est une propriété que le tellure a de commun avec l'antimoine et le bismuth.

Si l'on mêle à froid une partie de tellure, sur cent d'acide sulfurique concentré, il se produit une belle couleur rouge-cramoisie. Si l'on ajoute de l'eau goutte par goutte, la couleur disparoît, et la petite quantité de métal dissous se dépose sous la forme de flocons noirs. La chaleur de même dé-

truit la solution; elle fait disparoître la couleur rouge, et dispose le métal à se séparer à l'état d'un oxide blanc.

Lorsqu'au contraire on étend l'acide sulfurique concentré avec deux ou trois parties d'eau, et que l'on y ajoute une petite quantité d'acide nitrique, alors il dissout une quantité assez considérable de ce métal; la solution est claire et sans couleur, et elle n'est point decomposée par le mélange d'une plus grande quantité d'eau.

Tous les alcalis purs précipitent des solutions acides de ce métal, un oxide de couleur blanche soluble dans tous les acides; par un excès d'alcali, le précipité formé se redissout en entier. Si, au lieu d'alcali pur, on emploie un carbonate, le précipité qui est formé, n'est redisssous qu'en partie.

Les sulfures alcalins hydrogénés versés dans les solutions acides, occasionnent un précipité brun ou noirâtre, suivant que le métal y est combiné avec plus ou moins d'oxigène. Quelquefois il arrive que la couleur du précipité ressemble parfaitement au kermès minéral.

Lorsque l'on expose le sulfure de tellure sur un charbon ardent, le métal brûle avec la couleur bleue, conjointement avec le soufre.

L'oxide de tellure, obtenu des solutions acides par les alcalis, ou celui obtenu des solutions alcalines par les acides, se réduisent l'un et l'autre avec une rapidité ressemblant à la détonnation; lorsqu'on les expose à la chaleur sur un charbon, il se brûle et se volatilise.

En chauffant pendant quelque tems, dans une cornue, cet oxide de tellure, il se fond, et reparoît après le refroidissement avec une couleur jaune de paille, ayant acquis une sorte de tissu radié.

Mêlé avec des corps gras, l'oxide de tellure se réduit parfaitement.

L'antimoine précipite le tellure de ses solutions acides à l'état métallique. Le précipité formé par l'antimoine, prouve évidemment que le tellure n'est point de l'antimoine, comme on l'avoit supposé.

Les solutions de tellure où l'acide prédomine un peu, ne sont ni troublées ni précipitées par celles de prussiate de potasse. C'est une propriété remarquable de ce métal, qu'il partage cependant avec le platine et l'antimoine. La teinture de noix de galle versée dans la solution, donne un précipité floconneux de couleur isabelle.

CHAPITRE XVI.

Du Mercure.

Mercure natif, mercure argental, mercure sulfuré et mercure muriaté. (Haüy, Minér.)

Le mercure natif se trouve ordinairement en globules brillans, disséminés dans l'intérieur de différentes substances, telles que les chistes argileux, la marne, le quartz, etc. Il accompagne souvent le mercure sulfuré ou cinabre, et quelquefois la pyrite, le plomb sulfuré, l'argent antimonié sulfuré, etc. Il y a des endroits où il coule à travers les fentes des rochers, et s'arrête dans des cavités où l'on va le puiser. Les mines d'Europe les plus abondantes en mer-

cure natif, sont celles d'Idria, en Carniole; du duché des Deux-Ponts, dans le cercle du bas-Rhin; et d'Almaden en Espagne. Il y en a une très-riche en Amérique, près de Guanca Velica, petite ville du Pérou.

L'amalgame natif de mercure et d'argent, se trouve communément dans les mines de mercure dont les filons sont croisés par des veines de mines argentifères ou mêlées avec elles. Telles sont la vieille mine de Morsfedt, dans le Palatinat, et celle de Rosenar, en haute-Hongrie.

On trouve des mines abondantes de mercure sulfuré dans le bas-Palatinat et le duché des Deux-Ponts; à Schemnitz, en Hongrie; à Idria, en Carinthie; à Almaden, en Espagne. On a aussi rapporté du Japon un cristal de forme primitive, ainsi que du mercure sulfuré en petites masses, d'un tissu très-lamelleux. Les diverses gangues de cette substance métallique sont l'argile, le fer oxidé limoneux, le quartz ferruginé, le fer sulfuré, la chaux carbonatée, etc. A Almaden et dans le duché des Deux-Ponts, le mercure sulfuré est disséminé en cristaux granuliformes, sur la surface et dans l'intérieur des cristaux de barite sulfatée, auxquels il communique sa belle couleur rouge.

On trouve le mercure muriaté dans les mines de mercure sulfuré du duché des Deux-Ponts, où il a été découvert par *Woulf.* Il y occupe les cavités d'une argile ferrugineuse endurcie. Ses cristaux sont extrêmement petits, il y en a de verdâtres, qui paroissent devoir cette couleur à un oxide de cuivre.

Les mines du Palatinat et des Deux-Ponts sont d'une même chaîne, et fournissent une très-grande quantité de cinabre, d'où on extrait le mercure.

On le nomme vermillon natif, ou cinabre en fleurs, lorsqu'il est sous la forme d'une poudre rouge très-brillante.

On reconnoît la présence du mercure en sublimant un peu d'une mine, et présentant à la fumée qui se dégage un verre mouillé; il s'y forme une poudre blanche, dont on frotte une pièce d'or; si elle blanchit, il n'y a pas de doute qu'elle ne contienne du mercure.

Il y a deux procédés très-différens de traiter les minérais de mercure. L'un est usité dans le département du Mont-Tonnerre, l'autre est celui d'Almaden et d'Idria.

Au Mont-Tonnerre, le sulfure de mercure convenablement broyé, est mélangé avec de la chaux éteinte. Plus le minérai est riche, plus la proportion de chaux doit être forte. Lorsque le minérai tient 0,015 de son poids de mercure, on y ajoute environ 0,13 de chaux.

On met ce mélange dans de grandes cornues de fonte, qui ont environ un mètre de long, sur 35 centimètres de diamètre. On dispose ces cornues sur deux rangs de hauteur, dans des fournaux longs que l'on nomme *galères*, et on adapte à chacune d'elles un récipient de terre rempli d'eau jusqu'au tiers, on fait du feu dans ce fourneau avec du bois ou de la houille. Le sulfure de mercure est décomposé par la chaux. Le mercure pur est reçu dans le récipient.

A Almaden et à Idria, le sulfure de mercure est traité dans un fourneau d'une construction particulière. Ce sont deux petits bâtimens éloignés l'un de l'autre, et communiquant par une terrasse traversée par une rigole; l'un de ces bâtimens est le fourneau dans lequel on met le cinabre. On le pose sur un plancher de briques, percé d'ouvertures, par lesquelles passe une partie de la flamme du foyer qui est au-dessous. Le minérai en poussière est pétri avec de l'ar-

gile, pour qu'on puisse en faire de petites masses. On ajuste aux ouvertures de ce fourneau, qui donnent sur la terrasse, plusieurs rangées d'aludels enfilés à la suite les uns des autres, et qui vont se rendre dans le bâtiment opposé. C'est par ces canaux que le mercure est porté par distillation dans le bâtiment qui est à l'autre extrémité de la terrasse, et qui sert de récipient.

Ce fourneau a été d'abord établi à Almaden, puis copié à Idria. Si la description qu'on en a donnée est complette, on voit qu'il a de nombreux défauts, notamment ceux d'employer beaucoup de combustible, et de laisser probablement perdre beaucoup de mercure. On ne dit pas non plus quel est l'intermède dont on se sert pour décomposer le sulfure de mercure. (*A Brongniart.*)

Ordinairement on retire le minérai par la fouille : on emploie les pompes pour les priver d'eau. On se sert aussi avec avantage de galeries d'écoulement : quelquefois on mêle la mine avec de la chaux, et l'on distille dans des cornues de fer. Ces cornues sont montées de manière qu'on ne les démonte jamais : on les charge par la gueule, et l'on reçoit le mercure dans des vases pleins d'eau.

Le mercure obtenu par distillation, diffère des autres substances métalliques par sa fluidité ; ce qui l'a fait regarder comme une eau métallique, et on l'a appelé *aqua non madefaciens manus*, eau qui ne mouille pas les mains.

Cette substance n'est fluide qu'en raison de la température qui la tient en fusion, puisqu'on la congèle par un froid estimé de 29 à 32 degrés au-dessous de 0, échelle de *Réaumur.*

A cet effet on fait un mélange de huit parties de muriate

calcaire et six de neige mêlées dans un vase de verre, le thermomètre centigrade descend à — 43 gr.

Les expériences de MM. *Guyton*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont prouvé que le mercure se solidifioit à 42 gr. (échelle centigrade.)

Lorsqu'on agit sur une quantité un peu considérable de mercure, le milieu de la masse ne se solidifie point. En le décantant, on trouve le mercure cristallisé en octaèdres.

Le mercure solidifié adhère au verre, et se laisse étendre sous le marteau.

Dans le commerce, on falsifie le mercure avec du plomb, du bismuth et de l'étain ; il est ordinairement terne, et, au lieu de se diviser en globules lorsqu'il coule, il s'applatit, et semble se hérisser de pointes ; on dit alors qu'il fait la queue.

Lorsqu'il est pur, celui sur-tout qu'on retire du cinabre, et qu'on nomme *mercure revivifié du cinabre*, se laisse diviser avec une extrême facilité ; ses globules affectent toujours une figure convexe.

Il a une saveur que l'on ne peut appercevoir avec les nerfs du goût, mais qui, cependant, produit un effet très-marqué dans l'estomac et les intestins, aussi bien qu'à la surface de la peau.

Frotté quelque tems entre les doigts, il répand une légère odeur particulière. Lorsqu'on l'agite, on observe quelquefois, et sur-tout dans les tems chauds, qu'il brille d'une petite lueur phosphorée.

Si l'on plonge la main dans ce fluide métallique, on éprouve une sensation de froid, qui sembleroit indiquer qu'il est d'une température plus froide que l'air atmosphérique ; cependant, en y plongeant un thermomètre,

on s'assure que le mercure est à la température de l'atmosphère.

Sa pesanteur spécifique est de 13,568, l'eau étant 1,000.

Le mercure est très-bon conducteur du calorique et de l'électricité.

Si l'on divise le mercure à l'aide d'un mouvement rapide et continuel, comme celui d'une roue de moulin, ou bien en en mettant dans un flacon, environ moitié, et portant ce flacon pendant longtems dans sa poche, le mercure se change peu-à-peu en une poudre noire très-fine, qu'on a appelée *éthiops per se*. Les chimistes modernes ont reconnu que le mercure dans cet état avoit un commencement d'oxidation due à l'air atmosphérique contenu dans le flacon; aussi l'ont-ils appelé *oxide noir de mercure*.

L'oxide noir est composé de 96 parties de mercure et de quatre d'oxigène. Ses caractères sont d'être insipide, insoluble dans l'eau; d'être soluble tranquillement et sans effervescence dans les acides, de former des sels peu oxidés.

En chauffant cet oxide, on fait reparoître le mercure à son état métallique; et si l'expérience est faite dans des vaisseaux clos, on obtient à l'appareil pneumatique, du gaz oxigène. Si, après l'avoir arrosé d'ammoniaque, on l'expose aux rayons solaires, il se change en globules métalliques.

Il n'y a que deux états d'oxidation du mercure, d'après les expériences de MM. *Fourcroy* et *Thenard*: oxide noir et oxide rouge de mercure. Ces chimistes ont démontré qu'il n'y avoit ni oxide gris, ni oxide blanc, ni oxide jaune de mercure; que les composés auxquels on a donné l'un de ces noms, sont de vrais sels peu solubles; que l'oxide rouge vient seul après le noir et sans intermédiaire.

Comme nous l'avons déja dit, le mercure se réduit facilement en vapeurs par l'action du feu. On se sert avec avantage de ce moyen pour le purifier, en le séparant des matières plus fixes que lui.

A cet effet, on met du mercure dans une cornue de verre, on adapte au bec de la cornue un nouet de linge que l'on fait tremper dans de l'eau contenue dans un matras ou ballon que l'on ajuste à la cornue, et l'on distille. Lorsque le mercure est pur, il passe en entier dans la distillation ; s'il contient des matières étrangères, elles restent au fond de la cornue. Souvent il laisse un peu de poudre grise, qui est un peu de mercure oxidé, à la faveur de l'air contenu dans les vaisseaux.

Boerhaave a distillé cinq cents fois de suite la même quantité de mercure ; il n'étoit altéré en aucune manière. Il restoit simplement à chaque distillation une poudre grise dont nous avons déja parlé ; c'étoit de l'oxide noir de mercure, dû à l'air contenu dans l'appareil.

Le mercure s'oxide difficilement à l'air froid.

Si l'on chauffe le mercure avec le contact de l'air, au bout de quelque tems, ce métal se change en une poudre rouge brillante.

On met dans un matras, à fond plat, à long col et étroit, assez de mercure pour couvrir le fond de quelques millimètres de hauteur ; on fait fondre le col du vaisseau à la lampe d'émailleur, pour le tirer en pointe et pour former un tuyau capillaire ; on casse la pointe, pour donner communication à l'air extérieur ; on place l'appareil sur un bain de sable, et on le chauffe jusqu'à faire bouillir le mercure ; on entretient le feu à ce degré pendant plusieurs jours ; on sépare l'oxide qui s'est

formé à la surface du mercure, par le moyen d'une toile que l'on presse : le mercure passe, tandis que l'oxide reste dessus, et l'on continue l'opération jusqu'à l'entière oxidation du mercure. Ce procédé n'est plus usité aujourd'hui.

Cette substance a été appelée *mercure précipité per se*, ou mercure précipité rouge sans addition; c'est un vrai oxide de mercure, ou une combinaison de cette matière métallique avec l'oxigène, qu'elle enlève peu-à-peu à l'atmosphère.

Ce qui le prouve d'une manière convaincante, c'est que, 1°. on ne peut jamais obtenir cet oxide sans le concours de l'air; 2°. le gaz oxigène est le seul fluide élastique qui puisse servir à sa formation; 3°. son augmentation de poids; 4°. on le réduit tout entier par l'action du calorique, et il se dégage en même tems une très-grande quantité de gaz oxigène. Avant de se réduire entièrement, il repasse à l'orangé et au jaune; et si l'on arrête l'opération au moment où il est prêt à se réduire, on le trouve en une poudre sensiblement noire.

On peut encore décolorer l'oxide rouge de mercure, en le mettant en contact avec de l'ammoniaque pure, et il se dégage du gaz azote, provenant de la décomposition de l'ammoniaque.

On ne connoît ni azoture, ni hydrure, ni carbure de mercure.

On peut, à l'aide du calorique, réduire l'oxide de mercure par le carbone; le mélange est changé en mercure coulant et en gaz acide carbonique.

Cet oxide peut aussi être réduit par la lumière.

Si l'on triture cet oxide rouge avec du mercure coulant, on fait un oxide noir de mercure.

L'oxide de mercure rouge ainsi obtenu, contient environ 0,10 de son poids d'oxigène, suivant *Lavoisier*. Suivant MM. *Fourcroy* et *Thenard*, cet oxide contient 0,08 d'oxigène.

Cet oxide est très-purgatif, très-émétique. On peut le regarder comme un poison. Il cède son oxigène au zinc, à l'étain et au soufre avec lesquels on le fait chauffer dans des vaisseaux fermés ; il enflamme ces substances ; il a une saveur âpre et désagréable ; il est un peu soluble dans l'eau ; il peut parvenir à l'état d'une plus grande oxidation par l'action de l'acide muriatique oxigéné ; mais dans ce dernier état, on ne peut pas l'obtenir isolé, parce qu'il est alors mêlé avec un sel qu'aucun moyen connu ne peut en séparer, comme l'ont démontré les chimistes portugais. Nous reviendrons plus bas sur cet objet.

Le mercure se combine très-bien avec le soufre, il résulte de ce mélange diverses préparations, dont nous allons rendre compte.

La première est connue sous le nom d'*éthiops minéral* ; on connoît deux procédés, l'un par trituration, l'autre par fusion.

On met dans un mortier de marbre une partie de mercure sur deux ou trois de soufre sublimé : on triture ces deux substances, jusqu'à ce que le mercure soit parfaitement éteint.

Il résulte une poudre noire, que l'on a appelée *éthiops*, et qui n'est qu'un sulfure noir de mercure.

On prend sept parties de mercure, sur une de soufre

sublimé ; on fait chauffer le mercure jusqu'à ce qu'il soit prêt de se volatiliser; on jette alors le soufre peu-à-peu en continuant de chauffer tout doucement et en agitant continuellement. On tire le creuset du feu, et l'on continue d'agiter la matière, jusqu'à ce qu'elle soit figée et réduite en grumeaux.

On peut encore préparer cet *éthiops*, en jetant du mercure très-divisé, le pressant et le faisant tomber en pluie par la peau de chamois dans du soufre fondu à parties égales, et en agitant le mélange, la division du mercure, son union avec le soufre, qui prend la même nuance, ont lieu très-promptement. Il faut remuer sans interruption, retirer le mélange du feu quand le mercure a presque entièrement disparu, continuer à l'agiter hors du feu, jusqu'à ce que, par le refroidissement et le mouvement, le tout se convertisse en petits grumeaux qu'on réduit en poudre et qu'on passe à travers un tamis fin.

La seconde est connue sous le nom de *cinabre artificiel*, sulfure rouge de mercure.

Comme on parvient difficilement dans nos laboratoires à donner au cinabre la beauté desirée, nous décrirons, d'après MM. *Luckert* et *Payssé*, le procédé suivi en Hollande. On mêle 150 livres de soufre avec 1080 de mercure ; on met le mélange dans une chaudière de fer plate et polie, d'un pied de profondeur sur un pied et demi de diamètre, et on entretient une douce chaleur capable de tenir le soufre en liquéfaction.

On brise le sulfure de mercure ainsi préparé, et on chauffe des creusets au rouge. Alors on y projette le

sulfure; il s'élève de suite une flamme très-noire. Lorsque la flamme a cessé, on ferme les vaisseaux avec des plaques de fer, et on continue le feu 36 heures, tems nécessaires pour sublimer tout le cinabre.

Ce sulfure rouge de mercure présente une masse aiguillée rouge, d'une couleur d'autant plus brillante et plus belle que le feu a été plus fort, et que le mercure y retient moins de soufre.

Les chimistes ont toujours attribué la couleur rouge du cinabre à une oxidation du mercure; mais M. *Thenard* a fait des expériences qui paroissent prouver le contraire; si l'on met dans une fiole où il y a du mercure, de l'azote, et qu'on y ajoute du soufre, en agitant, on forme du sulfure noir; en mettant ensuite le sulfure dans une très-petite cornue de verre, dans le corps de laquelle l'air extérieur ne communique pas, on obtient par la sublimation du vermillon; ce n'est donc pas par oxidation que le sulfure de mercure est rouge.

M. *Klaproth* soupçonne cependant que le mercure y est à un degré très-inférieur d'oxidation, attendu que le passage de l'éthiops au cinabre, est toujours accompagné d'une inflammation.

On peut préparer aussi du cinabre par la voie humide, en secouant du mercure coulant avec un sulfure alcalin hydrogéné. L'expérience réussit mieux quand on emploie celui d'ammoniaque, ou la liqueur fumante de Boyle.

Le sulfure rouge de mercure broyé sur un porphyre avec de l'eau, devient d'un beau rouge vif, à raison de son extrême division; lorsqu'il est ainsi broyé, on le délaie dans beaucoup d'eau : on laisse déposer, on décante l'eau, et on fait sécher la poudre. C'est ce qu'on nomme dans

le commerce, *Vermillon*. On s'en sert dans la peinture, et très-peu en médecine.

Si on fait bouillir du sulfure noir de mercure avec la potasse, il se change en cinabre. M. *Berthollet*, qui a répété cette expérience, dit qu'il s'est servi de potasse pure ; mais qu'il a fallu une ébullition longue pour produire cet effet.

L'air n'altère point le cinabre; il n'est point décomposé par l'action du feu dans les vaisseaux clos, et lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux ouverts, le soufre se brûle et le mercure se dissipe en vapeurs.

Les acides simples n'attaquent pas le cinabre; beaucoup de substances sont capables de le décomposer, telles que la chaux, les terres alcalines et les alcalis. Lorsqu'on les chauffe dans une cornue avec ces substances, à la dose de deux parties contre une de ce sulfure, on obtient du mercure coulant, et le résidu est du sulfure alcalin ou terreux.

Plusieurs métaux ont aussi cette propriété, le cobalt, le bismuth, l'antimoine, l'étain, le fer et le cuivre; mais l'on se sert plus ordinairement du fer, comme nous le verrons à l'article de ce métal; le mercure que l'on obtient par ce procédé est distingué sous le nom de *mercure revivifié du cinabre.*

Les cinabres naturels de Neumaerktel et du Japon sont composés, d'après M. *Klaproth*, de 0,85 de mercure et de 0,15 de soufre. Le cinabre hépatique d'Idria contient, d'après le même chimiste, outre ces principes, du charbon et un peu de cuivre. Le cinabre artificiel ne contient que 0,10 de soufre.

Le phosphore s'unit assez difficilement au mercure.

Si on traite le phosphore avec le mercure métallique, ou avec l'oxide rouge de mercure, ce dernier se noircit et se

combine en partie avec le phosphore ; mais le meilleur moyen de se procurer ce phosphure, c'est de plonger des bâtons de phosphore décapés dans une solution de nitrate de mercure. La surface du phosphore se couvre aussitôt de mercure qui s'unit au phosphore et forme un phosphure de mercure.

L'eau paroît n'avoir aucune action sur le mercure ; on observe cependant que l'eau qu'on a fait bouillir avec du mercure, est vermifuge. *Lémery* a prouvé que le mercure ne perdoit rien de son poids dans cette décoction.

L'arsenic et le cobalt s'unissent peu au mercure ; mais le bismuth s'y combine en toute proportion. Il résulte de cette combinaison une matière brillante, friable, et plus ou moins solide, suivant la quantité de bismuth. Cet amalgame cristallise en pyramides à quatre pans, qui, quelquefois se réunissent en octaèdres.

Le mercure décompose sur-le-champ les sulfures alcalins.

Si l'on mêle du mercure avec une solution de sulfure hydrogéné de potasse, il se réduit en sulfure noir ; au bout de quelques jours, il devient rouge.

Si l'on mêle du mercure avec l'*hydro-sulfure* d'ammoniaque sulfuré, il prend la forme d'une poudre rouge.

La liqueur surnageante perd toute sa couleur. On peut la décomposer par l'acide muriatique, et il s'en dégage beaucoup de gaz hydrogène sulfuré, sans précipitation de soufre.

M. *Fourcroy* a le premier découvert qu'en agitant du mercure dans de l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré, soit par la nature, soit par l'art, qu'il la décompose très-promptement, et qu'il se change en sulfure noir.

Si l'on chauffe cette combinaison dans une cornue, elle

ne donne que très-difficilement le mercure qui lui sert de dissolvant.

L'acide sulfurique attaque le mercure, mais il faut qu'il soit concentré et chaud. On connoît trois sortes de sulfates 1°. sulfate neutre, 2°, avec excès d'acide, 3°. un sulfat dans lequel il y a un excès d'oxide de mercure.

On met dans une cornue de verre une partie de mercure et une partie et demie d'acide sulfurique concentré. On y adapte un tube recourbé, qui va plonger sous une cloche à l'appareil à mercure : on chauffe le mélange; peu-à-peu il s'excite une effervescence vive; la surface du mercure devient blanche; il s'en sépare une poudre de la même couleur, qui trouble l'acide en s'y dispersant.

Il se dégage une grande quantité de gaz sulfureux.

Si l'on a adapté un ballon à la cornue, on obtient aussi un peu d'eau chargée de gaz acide sulfureux.

Si l'on continue le feu jusqu'à ce qu'il ne sorte plus rien de la cornue, on obtient une masse blanche, opaque, très-caustique, et qui attire l'humidité de l'air, appelée par M. *Fourcroy* sulfate acide de mercure. Lorsqu'il reste encore une portion de liquide à la surface de cette masse, elle contient de l'acide sulfurique à nu.

M. *Fourcroy* pense que le sulfate acide peut contenir des doses très-variées d'acide sulfurique, suivant qu'on en aura versé la quantité primitive; car on obtiendroit une masse également acide, en employant plus de ce corps, que la proportion indiquée ci-dessus, et suivant qu'on en aura dégagé une plus ou moins grande quantité par l'action du feu. Il est en général d'autant plus soluble dans l'eau, qu'il contient plus d'acide.

Si on lave, ajoute le même chimiste, ce sulfate acide de

mercure avec beaucoup moins d'eau qu'il n'en faudroit pour le dissoudre complètement; si l'on emploie cette eau froide et à petites doses fractionnées, jusqu'à ce qu'elle ne change plus le papier bleu, il reste un sel blanc sans acidité, beaucoup moins âcre et moins corrosif que l'étoit toute la masse saline d'où il provient, laquelle doit être considérée comme un sel métallique véritablement neutre. M. *Fourcroy* le nomme *sulfate de mercure*, pour le distinguer des précédens. L'eau des lessives en emporte une partie avec l'acide sulfurique.

Ce sulfate présente les caractères suivans : il est blanc; il cristallise en lames et en prismes aiguillés très-fins; sa saveur n'est pas très-âcre; il demande 500 parties d'eau à 10 degrés pour le dissoudre, et environ moitié de cette dose lorsqu'elle est bouillante. Sous sa forme sèche et cristalline, il contient sur 100 parties, 75 de mercure, 8 d'oxigène, 12 d'acide sulfurique, et 5 d'eau. L'eau froide ou chaude le dissout tout entier sans l'altérer ni le décomposer; les alcalis purs ou caustiques, l'eau de chaux, le précipitent en gris noir. Lorsqu'on décompose le sulfate par un alcali, l'oxide précipité conserve toujours, suivant M. *Berthollet*, un peu d'acide. Lorsqu'on y ajoute de l'acide sulfurique, on le met dans l'état de sulfate acide; alors sa solubilité croît dans des proportions relatives à la quantité d'acide ajouté : un 12e de celui-ci le rend soluble dans 157 parties d'eau à 10 degrés, et dans 33 d'eau bouillante.

Le *turbith minéral* que M. *Fourcroy* nomme *sulfate avec excès d'oxide de mercure*, ou *sulfate jaune de mercure*, se prépare en faisant chauffer longtems la masse sulfurique mercurielle. Dans cette opération on décompose une plus grande quantité d'acide sulfurique, et on oxide

davantage le mercure; si l'on jette ensuite de l'eau chaude ou froide sur la masse, on obtient tout-à-coup une poudre jaune. Souvent aussi on obtient ce sel en différens états, jouissant de couleurs très-variées, depuis le jaune pâle et citronné jusqu'au jaune presque orangé.

Ce sulfate est jaune, soluble dans plus de 200 parties d'eau. Si tout le mercure y est au *maximum*, il se dissout entièrement dans l'acide muriatique, s'il y a une partie au *minimum*, l'acide muriatique laisse une poudre blanche, qui est le muriate doux, et la liqueur filtrée, est du sublimé corrosif, contenant de l'acide sulfurique du sulfate, comme on peut s'en assurer en y versant du muriate de barite.

Il est soluble à l'aide de la chaleur, dans l'acide sulfurique un peu étendu.

Cette solution n'étant pas surchargée d'oxide mercuriel, elle ne précipite pas par l'eau. Si, au contraire, on charge cet acide de tout ce qu'il en peut dissoudre à l'aide de la chaleur, alors on obtient un précipité blanc avec l'eau froide, et un précipité jaune avec l'eau bouillante; et en ajoutant un peu d'acide sulfurique, on fera cesser les précipitations.

Broyé avec du mercure coulant, il l'éteint promptement, devient d'abord d'un vert foncé, passe bientôt avec celui-ci à l'état d'oxide noir; et lorsqu'on le fait bouillir avec de l'eau et peu de mercure, le même changement en oxide noir a lieu, seulement avec plus de lenteur que par le broiement.

Fondu au chalumeau avec le verre phosphorique, il acquiert une couleur verte.

Poussé au feu dans une cornue, il donne d'abord un

peu d'acide sulfureux, et se réduit en mercure coulant, en fournissant une grande quantité de gaz oxigène.

Les chimistes portugais ont trouvé, dans l'acide phosphoreux, un moyen de faire l'analyse des sels à base de mercure. L'oxide se réduit à l'état métallique, en cédant son oxigène à l'acide phosphoreux, et le convertit en acide phosphorique.

Le turbith, d'après ces chimistes, est composé de 85 de mercure, et de 15 d'acide sulfurique.

L'ammoniaque ne précipite pas le sulfate de mercure, quand il est avec excès d'acide; elle forme un sel triple ammoniaco-mercuriel. Quand le sulfate de mercure est bien neutre, elle ne sépare qu'une petite portion d'oxide noir, qu'elle rend réductible par le seul contact de la lumière, et elle forme un sel triple avec la plus grande partie du sulfate de mercure.

Suivant M. *Fourcroy*, ce sulfate a une saveur piquante et austère, il décrépite et donne, par la chaleur de l'ammoniaque, du gaz azote, un peu de mercure coulant, et un peu de sulfite d'ammoniaque : il reste dans la cornue du sulfate de mercure jaune; il est peu soluble dans l'eau; les alcalis et la chaux le précipitent en une poudre blanche, qui est encore un sel triple avec excès de base, ou privé de beaucoup de son acide. Ce précipité, exposé au soleil, noircit et se réduit en mercure coulant, par la décomposition réciproque de l'oxide mercuriel de l'ammoniaque. Ce sulfate ammoniaco-mercuriel est soluble par l'ammoniaque, dont il retient une partie lorsqu'il se cristallise par l'évaporation de cet alcali volatil. Cent parties contiennent 18 d'acide sulfurique, 33 d'ammoniaque, 39 de mercure et 10 d'eau. Cette analyse prouve que ce sel triple contient une très-

grande proportion des deux bases sur celle de l'acide sulfurique, et que, dans cette combinaison, l'attraction diffère beaucoup entre trois substances qui la forment, d'avec ce qu'elle est entre deux d'entre elles en particulier.

Il n'y a aucune action entre le mercure et l'acide sulfureux; mais si l'on met de l'oxide rouge en contact avec l'acide sulfureux, l'oxide devient tout-à-coup blanc, il se dégage du calorique, et l'odeur de l'acide sulfureux, est tout-à-coup détruite. En n'employant qu'une petite quantité de cet acide, il se forme du sulfite de mercure; mais si on en met beaucoup, l'oxide de mercure est ramené à l'état métallique, et l'on trouve de l'acide sulfurique dans la liqueur.

Le mercure est attaqué par l'acide nitrique à chaud et à froid; mais la différence de température en apporte aussi une très-grande dans la solution.

L'acide nitrique soit concentré, soit étendu dissout le mercure avec facilité, et il en résulte selon les circonstances, un nitrate au *minimum*, ou au *maximum*. Le mercure s'oxide aux dépens de l'oxigène de l'acide, et se dissout ensuite dans la partie d'acide nitrique non décomposé.

Quand on veut se procurer une solution de mercure dans de l'acide nitrique, on met dans un matras, suffisamment grand, une partie de mercure sur une quantité égale d'acide nitrique à 32°; lorsque la première effervescence est passée, on place le vaisseau sur un bain de sable, afin d'aider l'action de l'acide nitrique par le calorique; mais pour peu que l'acide soit concentré, la solution se fait sans feu.

Cette solution nitrique mercurielle est très-caustique; elle ronge et détruit nos organes. On se sert en chirurgie de

cette solution, et on la nomme *eau mercurielle*, en l'étendant d'un peu d'eau.

Cette solution fournit, par le seul refroidissement, des cristaux en aiguilles plates, très-longues, très-aigues, striées sur leur longueur.

La forme cristalline du nitrate de mercure varie suivant les circonstances dans lesquelles la solution du mercure est faite à froid, à chaud, dans de l'acide concentré, de l'acide affoibli, etc.

La solution qui a été faite à froid, et qui n'a point donné lieu au dégagement des vapeurs rouges, n'est point décomposable par l'eau distillée; mais si l'on a aidé la solution par la chaleur, s'il s'en est dégagé une grande quantité de gaz nitreux, elle précipite par l'eau; ce qui prouve combien il faut mettre de soin dans la préparation de ce réactif.

Le précipité que l'on obtient est du nitrate avec un grand excès de mercure, très-oxidé et très-jaune si l'on verse la solution dans l'eau chaude, ou blanc si on la verse dans de l'eau froide.

La solution faite à froid ne contient au contraire, que du nitrate sans excès d'oxide de mercure; puisqu'elle ne peut se charger d'oxide surabondant, qu'à l'aide de la chaleur; l'eau distillée ne peut y produire aucun précipité. Ce qui prouve cette assertion, c'est qu'on peut rendre à volonté la même solution mercurielle décomposable ou non par l'eau, en y ajoutant de l'oxide de mercure, ou de l'acide, et la faire passer plusieurs fois de suite à l'un ou à l'autre de ces états.

Si l'on met sur du mercure, de l'acide nitrique de 22 à 25 degrés, et qu'on laisse agir à froid, il y a une moindre

portion d'acide décomposé, il se dégage du gaz nitreux, et l'acide nitrique non décomposé dissout l'oxide de mercure, si on fait évaporer doucement, on obtient des cristaux très-variés, tantôt octaèdres, tantôt prismatiques, si on jette de l'eau dessus, elle s'empare de l'excès d'acide qui emporte avec lui une petite portion de nitrate neutre, il en reste une autre portion précipitée qui est d'un gris blanchâtre.

Voilà deux nitrates de mercure, l'un avec excès d'acide, l'autre neutre, dans lesquels le mercure est au *minimum.*

Pour avoir les deux autres nitrates, on fait bouillir l'acide nitrique sur le mercure pendant trois quarts d'heure environ, on fait évaporer ensuite, et l'on obtient quelques longues aiguilles déliquescentes; si l'on pousse jusqu'à consistance sirupeuse, on aura le nitrate acide de mercure, dans lequel le mercure est très-oxidé; en jetant de l'eau dessus, elle s'empare de l'excès d'acide, à l'aide duquel elle dissout une petite portion du nitrate neutre, l'autre partie est précipitée en couleur jaune; c'est ce qu'on appelle le *turbith nitreux*, qui d'après les chimistes portugais, est composé de 88 d'oxide de mercure au *maximum*, et de 12 d'acide nitrique.

Le nitrate de mercure neutre est très-caustique; il fuse et détonne sur le charbon, et lorsqu'il est bien sec, on apperçoit une flamme blanchâtre très-vive, et qui cesse très-promptement.

Exposé à l'air, il devient jaune, et s'y décompose très-lentement.

Mis dans un creuset, au milieu des charbons, il se fond, il s'en exhale des vapeurs rouges très-épaisses; il prend

d'abord une eouleur jaune foncée, qui passe à l'orangé, et enfin au rouge brillant: on l'a nommé dans eet état, *précipité rouge*, et les modernes, *oxide de mercure rouge par l'acide nitrique.*

En Angleterre et en Hollande, on prépare cet oxide parfaitement beau. M. *Paysse* nous a procuré quelques renseignemens sur le procédé employé par les Hollandais. On dissout 50 parties de mercure, dans 70 parties d'aeide nitrique de 34 à 38 degrés. On évapore par la distillation dans une eornue, et on enlève le récipient dès que le gaz nitreux eommence à paroître, dès que le gaz nitreux a disparu, on élève la chaleur, et on l'entretient à ce degré jusqu'à ee que la masse d'oxide soit d'un rouge vif. Huit heures de feu suffisent ordinairement pour une opération de 4 quintaux. Cet aeide ainsi obtenu, contient 0,18 d'oxigène.

Si on fait fondre au chalumeau cet oxide avee le verre phosphorique, il lui donne diftérentes eouleurs.

Si on distille le nitrate de mercure dans une cornue, à l'appareil pneumato-chimique, on obtient un phlegme acidule et du gaz nitreux dans le premier tems; il est alors dans l'état d'oxide rouge; si on le chauffe fortement, il s'en dégage une grande quantité de gaz oxigène, mêlé d'un peu de gaz azote, et le mercure se sublime sous forme métallique.

Ce sel est assez soluble dans l'eau distillée, et beaueoup plus dans l'eau bouillante.

Lorsqu'on dissout ce sel dans l'eau, il y a une portion qui se précipite sans s'y dissoudre, et qui est jaunâtre; l'eau bouillante sur-tout présente ee phénomène d'une manière plus marquée. Si on expose au feu eet oxide jaune, il devient rouge sur-le-champ.

Quand on veut obtenir une solution claire, transparente, il faut employer de l'eau distillée, dans laquelle on verse un peu d'acide nitrique foible, jusqu'à ce que le précipité disparoisse.

La barite, la strontiane, la chaux dissoute dans l'eau et les alcalis, décomposent le nitrate de mercure; le métal est précipité à l'état d'oxide, le précipité est noir dans le nitrate au *minimum*, et jaune dans celui au *maximum*.

Tous les précipités qu'on obtient par les bases, sont des sels triples, dans lesquels il y a grand excès d'oxide de mercure, par exemple, en traitant par la potasse, on obtient un nitrate de mercure et de potasse; mais si l'on étend de beaucoup d'eau, le sel triple reste dissous dans la liqueur, et il n'y a pas de précipité.

L'ammoniaque précipite en gris noirâtre, lorsque la solution mercurielle nitrique n'est pas trop oxidée; tandis que le même alcali produit un dépôt blanc dans une solution saturée de mercure, que l'eau est susceptible de précipiter.

M. *Fourcroy* regarde ce précipité blanc comme un sel triple, espèce de nitrate ammoniaco-mercuriel très-peu soluble, avec excès d'oxide de mercure et d'ammoniaque relativemeut à la dose de l'acide nitrique, dans lequel l'oxide de mercure paroît saturer de l'ammoniaque et former un *nitrate de mercure et d'ammoniaque.* Ce sel est composé suivant le même chimiste, de 68,20 d'oxide de mercure, de 16 d'ammoniaque, et de 15,80 d'acide nitrique et d'eau.

Les oxides obtenus par les carbonates alcalins, fournissent un peu d'acide carbonique à l'aide du calorique.

Si on laisse les oxides obtenus par les alcalis caustiques, au contact de l'air atmosphérique, on en retire aussi du gaz acide carbonique.

Les oxides de mercure précipités de leurs solutions acides par les alcalis, détonnent comme la poudre à canon lorsqu'on les expose dans une cuiller de fer à un feu gradué. A cet effet, on triture ces oxides de mercure avec du soufre (on prend 36 parties d'oxide sur 6 de soufre), on met le mélange dans une cuiller, et l'on fait détonner; il reste après la détonnation une poussière violette, susceptible de se sublimer. Cette substance peut alors se trouver à l'état de sulfure de mercure rouge.

Bayen à qui l'on doit cette expérience, n'a pas dit à quoi tenoit le phénomène de la détonnation, et les circonstances dans lesquelles il se présentoit. M. *Berthollet* a fait voir que le soufre mis en contact avec les oxides de mercure, leur enlève subitement l'oxigène peu adhérent, lorsque ces précipités contiennent peu d'acide muriatique; mais cet effet ne peut avoir lieu lorsque l'oxide de mercure est garanti de l'action du soufre par une trop grande quantité d'acide muriatique.

L'acide sulfurique, et les sels dans lesquels il entre, décomposent le nitrate de mercure. *Bayen*, qui a examiné ces précipités, a reconnu qu'ils retenoient toujours un peu d'acide nitrique.

Quand on verse du sulfate alcalin dans une solution de nitrate de mercure au *minimum*, il se forme un précipité blanc, qui est le sulfate neutre de mercure; mais dans une solution de nitrate au *maximum*, le même sulfate alcalin y forme un précipité jaune qui est le turbith minéral.

Le muriate de soude précipite des solutions nitriques de

mercure, des muriates différens selon les degrés d'oxigénation du mercure dans ses solutions.

M. *Howard* a fait connoître une préparation du mercure, qui a la propriété de fulminer.

Pour préparer cette poudre, on prend une once de mercure que l'on fait dissoudre, à l'aide de la chaleur, dans dix onces d'acide nitrique. On verse la solution refroidie sur cinq onces d'alcool, en employant un vaisseau de verre convenable, et on applique une chaleur modérée jusqu'à ce qu'il y ait effervescence. Une fumée blanche sélevera d'abord légèrement sur la surface de la liqueur, et la poudre se précipitera par degrés. On filtre immédiatement le précipité, on le lave bien à l'eau distillée, et on le fait sécher avec précaution à une température au plus égale à celle de l'eau tiède. Il est absolument nécessaire de laver immédiatement cette poudre, parce que l'acide nitrique réagit sur elle; et que tant que cet acide y est adhérent, la lumière seule suffit pour la décomposer; 100 grains de mercure en fournissent environ 120 ou 130 grains.

Cette poudre a la propriété de détonner à une légère chaleur, ou par le simple frottement. Elle contient de l'oxide de mercure, de l'ammoniaque et une substance que M. *Berthollet* n'a pu séparer sans la décomposer, mais qu'il regarde comme voisine, par sa nature, de l'alcool.

La préparation mercurielle fulminante que M. *Fourcroy* a découverte, est un oxide de mercure ammoniacal produit pendant une digestion continuée pendant huit ou dix jours, d'ammoniaque concentrée sur de l'oxide rouge. L'oxide devient peu-à-peu d'un beau blanc : il se couvre de cristaux lamelleux, brillans et très-petits. Mis sur des charbons bien allumés, il détonne presque comme l'or fulminant,

sur-tout lorsqu'il est en pelotons ou petites masses. Il se décompose spontanément, et cesse d'être fulminant trois ou quatre jours après sa préparation. Une chaleur douce en dégage l'ammoniaque, et laisse l'oxide rouge isolé. Les acides décomposent sur-le-champ cet oxide fulminant, qu'il faut ajouter à l'oxide d'or et à l'oxide d'argent, lesquels ont la même nature ammoniacale.

L'acide muriatique n'attaque pas sensiblement le mercure; mais si on présente le mercure à l'état d'oxide à l'acide muriatique, son action est alors très-marquée, il peut même en résulter un muriate au *minimum* et un au *maximum.*

Ainsi, si les oxides de mercure trop oxigénés ne peuvent point rester combinés avec les acides sulfurique et nitrique, il n'en est point ainsi à l'égard de l'acide muriatique, qui dissout le mercure et les autres métaux à tous les degrés d'oxidation; aussi le mercure combiné avec lui dans le muriate suroxigéné, est-il bien plus oxidé que dans la combinaison nitrique la plus oxidée.

On obtient le muriate au *minimum* en versant de l'acide muriatique, ou mieux encore une solution de muriate de soude, dans une solution de nitrate de mercure au *minimum*; il se fait sur-le-champ un précipité blanc, connu sous le nom impropre de *précipité blanc*, qui est le *muriate de mercure.*

Ce sel est insoluble dans l'eau. Le mercure y est à l'état d'oxide noir ou au *minimum* d'oxidation, ce qui constitue le mercure doux.

L'acide muriatique oxigéné n'offre pas le même phénomène, quand on le verse dans une dissolution de nitrate de mercure, parce que le sel qu'il forme est très-soluble.

Pour préparer le muriate au *maximum*, on pourroit dissoudre tout simplement l'oxide rouge de mercure dans l'acide muriatique; mais pour opérer avec plus d'économie, on fait dissoudre dans un matras huit parties de mercure, sur dix ou douze d'acide nitrique. On fait évaporer cette solution jusqu'à siccité; on pulvérise la masse dans un mortier de marbre, et on mêle avec huit parties de muriate de soude décrépité, et autant de sulfate de fer calciné à blanc. Lorsque le mélange est bien exact, on le met dans un matras à col court, dont les deux tiers demeurent vides: on place le vaisseau dans un bain de sable, de manière que la boule en soit couverte; alors on procède à la sublimation par un feu gradué, qu'on augmente jusqu'à faire rougir obscurément le cul du matras; on l'entretient en cet état pendant environ trois heures; on laisse refroidir le vaisseau; on le casse proprement, afin de ne pas salir la partie sublimée; on détache ce sel qui est sous la forme de cristaux applatis et pointus à la partie supérieure du matras: c'est le *sublimé corrosif*. Dans cette opération le nitrate de mercure est décomposé par la chaleur, et donne l'oxide rouge de mercure; le sulfate de fer se décompose à l'aide du calorique; son acide en se dégageant se porte sur le muriate de soude qui se décompose; l'acide muriatique se combine avec l'oxide rouge de mercure et forme le muriate sur-oxigéné de mercure qui se sublime.

Le résidu est rougeâtre ou brun: il contient de l'oxide de fer et du sulfate de soude, formés par l'union de l'acide sulfurique avec la base du muriate de soude.

On peut préparer ce sel de plusieurs manières: celle

que nous venons de décrire est la plus usitée dans les arts.

En Hollande, où il y a des fabriques de sublimé corrosif, on triture parties égales de mercure, de muriate de soude et de sulfate de fer, et on fait sublimer le mélange.

Tous les précipités mercuriels par les alcalis fixes, ou tout autre oxide de mercure, peuvent servir *avec avantage* à cette opération : on mêle l'un ou l'autre de ces précipités en proportions égales avec du muriate de soude, et du sulfate de fer calciné à blanc, et on fait sublimer le mélange dans un matras.

Boulduc a aussi donné un très-bon procédé pour obtenir ce sel : on mêle parties égales de sulfate de mercure et de muriate de soude bien sec : on obtient un très-beau sublimé corrosif. Le muriate de mercure se volatilise, et le résidu n'est que du sulfate de soude.

Si l'on verse dans une solution de nitrate de mercure de l'acide muriatique oxigéné, et qu'on évapore lentement le mélange, l'acide nitrique se dégage, la liqueur donne, par le refroidissement, des cristaux de muriate sur-oxigéné de mercure.

L'action de l'acide muriatique oxigéné sur l'oxide rouge de mercure a été examinée par MM. *Fourcroy* et *Thenard*. MM. *Braamcamp* et *Sequeira-Oliva*, chimistes portugais, ont obtenu à-peu-près les mêmes résultats, mais ils ont remarqué quelques légères particularités.

Lorsqu'on fait passer du gaz acide muriatique oxigéné dans l'oxide rouge de mercure délayé dans

l'eau bouillante, l'oxide se convertit en une poudre violette qui contient de l'acide muriatique ; la liqueur surnageante laisse cristalliser par l'évaporation du sublimé corrosif. L'eau mère qui refusoit de cristalliser fut évaporée à siccité et présenta un nouveau sel qu'ils ont appelé *muriate sur-oxigéné*, ces chimistes donnant au sublimé corrosif le nom de muriate oxigéné ; ce sel a présenté les propriétés suivantes :

Il est déliquescent et très-soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool que le muriate oxigéné (sublimé corrosif.) Il pétille par l'acide sulfurique concentré, prend une couleur jaune et laisse dégager du gaz acide muriatique oxigéné ; mêlé avec le sulfure d'antimoine, il s'enflamme quelques instans après le mélange.

On peut encore préparer le muriate sur-oxigéné de mercure, en employant un muriate sur-oxigéné alcalin avec un sel à base de mercure, ou bien du turbith minéral, sulfate de mercure neutre, très-oxidé, qu'on met dans un petit matras avec partie égale de muriate de soude bien desséché ; on fait chauffer, le sulfate de mercure se décompose, l'acide sulfurique se porte sur la soude, et l'acide muriatique sur l'oxide de mercure, d'où il résulte un muriate de mercure très-oxidé qui se sublime.

Ce sel a une saveur âcre et très-caustique. Il laisse sur la langue une impression styptique et métallique très-désagréable. Il corrode les intestins, et les fait tomber en escarres.

Le muriate mercuriel corrosif n'est pas sensiblement altéré par la lumière.

Le calorique le volatilise, et lui fait éprouver une demi-vitrification, mais ne le décompose pas.

Chauffé à l'air libre, il se dissipe en une fumée blanche, très-dangereuse sur l'économie animale.

Chauffé lentement et par degrés, il se sublime sous forme cristalline : ce sont des cristaux dont les prismes sont si comprimés, qu'il est impossible de déterminer le nombre de leurs pans.

Il n'est point altéré par l'air.

Dix-neuf parties d'eau en dissolvent une de ce sel ; l'évaporation spontanée produit des prismes applatis, très-aigus.

M. *Chaussier* a indiqué la solution de muriate sur-oxigéné de mercure dans l'eau distillée, comme le moyen le plus propre de préserver les cadavres des animaux de la putréfaction, en conservant leur forme essentielle, et même en leur donnant la fraîcheur, l'apparence de la vie.

S'il s'agit uniquement d'une pièce séparée, comme la plupart des préparations anatomiques, il suffit de la plonger dans une solution de muriate sur-oxigéné de mercure, et d'ajouter dans le vase un ou plusieurs nouets de linge fin qui contiennent quelques grammes de ce sel mercuriel, précaution essentielle pour qu'elle reste toujours également saturée. Après dix, vingt ou trente jours d'immersion, c'est-à-dire lorsque la partie a été pénétrée dans toute son étendue par la solution saline, lorsqu'il s'est opéré dans tous ses points une combinaison nouvelle, on peut la retirer de la liqueur, la placer dans un bocal que l'on remplit d'eau distillée, légèrement chargée de muriate sur-oxigéné de mercure ; ou bien

on l'expose dans un endroit aéré, à l'abri du soleil, de la poussière; peu-à-peu elle se dessèche, prend une consistance, une dureté presque ligneuse, et dans cet état elle ne peut plus être altérée par l'air, ni attaquée par les insectes.

La conservation du corps entier exige des soins, des attentions particulières dont on trouvera les détails dans le mémoire de ce célèbre anatomiste; c'est, en quelque sorte, un art nouveau, dont les procédés ne peuvent être bien exécutés que par un anatomiste exercé.

Cette solution de muriate sur-oxigéné de mercure peut être employée avec succès pour conserver les bois, les cartons, les pelleteries, de la voracité des insectes, ainsi que dans les cabinets d'histoire naturelle pour la conservation des oiseaux, des petits quadrupèdes, etc.

La barite, la strontiane, la magnésie et la chaux décomposent ce sel, et en précipitent l'oxide de mercure.

Avec l'eau de chaux on prépare pour la médecine un médicament connu sous le nom d'*eau phagédénique.*

Dans un litre d'eau de chaux environ, on fait dissoudre 4 à 5 grammes de sublimé corrosif; il se forme un précipité jaune rougeâtre qui trouble la liqueur, et on l'emploie sans en séparer le dépôt.

Les alcalis fixes séparent de ce sel un oxide orangé, dont la couleur se fonce par le repos.

L'ammoniaque précipite ce sel en blanc; mais il prend peu-à-peu une couleur ardoisée.

M. *Fourcroy* nous a fait connoître la nature de ce précipité; il a trouvé par une analyse exacte que ce précipité contenoit 0,81 d'oxide de mercure, 0,16 d'acide

muriatique, et 0,03 d'ammoniaque. Les expériences de ce chimiste indiquent que l'ammoniaque, sans décomposer le muriate sur-oxigéné de mercure, et sans en séparer d'oxide, forme un sel triple où cet oxide plus abondant que dans le sublimé corrosif, est saturé par l'ammoniaque qu'il sature en même tems à la manière d'un acide.

Les acides et les sels neutres alcalins ne l'altèrent pas.

Le muriate d'ammoniaque s'unit très-bien avec le muriate oxigéné de mercure : lorsqu'ils sont unis, il est impossible de les séparer l'un de l'autre sans les décomposer. Il forme, soit par la cristallisation, soit par la sublimation, un composé salin, que les alchimistes ont nommé sel *alembroth*, sel de *l'art*, sel de *sagesse*.

On le prépare en mêlant parties égales de ces deux substances.

Baumé prétend que le muriate ammoniacal rend le sublimé corrosif plus soluble.

Le muriate ammoniacal donne encore, avec ce sel, un autre composé, connu sous le nom de *mercure précipité blanc*.

On fait disssoudre la quantité que l'on veut de muriate d'ammoniaque dans suffisante quantité d'eau ; on ajoute une égale quantité de sublimé corrosif réduit en poudre. Lorsque la solution est faite, on y verse une solution de carbonate de potasse, qui y forme un précipité blanc ; on continue d'en verser jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus rien : alors on filtre la liqueur ; on la met à part ; on passe beaucoup d'eau froide très-pure sur le précipité : on le met ensuite en petits trochisques, par le

moyen d'un entonnoir de verre, et on les fait sécher à l'air.

Dans cette opération, la potasse dégage l'ammoniaque, qui précipite à son tour le mercure en oxide blanc.

Cette espèce de précipité blanc est appelée, par M. *Fourcroy*, *muriate mercurio-ammoniacal insoluble*, et il le distingue du *sel alembroth*, qu'il désigne par le nom de *muriate ammoniaco-mercuriel soluble*.

Ce précipité jaunit lorsqu'il est exposé à la chaleur et même à la lumière.

Le muriate sur-oxigéné de mercure est décomposé par l'eau chargée de gaz hydrogène sulfuré, ainsi que par les sulfures hydrogénés. On obtient un précipité de mercure sulfuré noir.

Le soufre ne le change pas, ni le carbone : le phosphore ne décompose pas entièrement le muriate oxigéné de mercure, mais le gaz hydrogène phosphoré y forme un précipité noir.

La plupart des métaux décomposent ce sel. Avec l'arsenic, on obtient un composé connu sous le nom de *beurre d'arsenic*, *huile corrosive*. C'est du muriate d'arsenic sublimé. *Voyez* l'article arsenic.

Avec le bismuth, on peut obtenir la décomposition du muriate sur-oxigéné de mercure. *Voyez* muriate de bismuth.

L'action du muriate sur-oxigéné de mercure sur l'antimoine, est très-marquée, il en résulte le muriate d'antimoine sublimé. *Voyez* l'article de l'antimoine.

Une préparation beaucoup plus importante que celles dont nous venons de parler, est celle qui résulte de la

combinaison du muriate sur-oxigéné de mercure avec le mercure métal.

Pour faire cette combinaison, il existe plusieurs procédés.

D'après *Baumé*, on prend quatre parties de muriate sur-oxigéné de mercure et trois de mercure coulant; on triture ces deux substances dans un mortier de marbre avec un peu d'eau; quand le mercure est parfaitement éteint, ce que l'on reconnoît lorsque la poudre est grise, et que l'on n'apperçoit à la loupe aucun globule de mercure, on brise cette poudre sur un porphyre; on distribue ce mélange dans plusieurs grandes fioles à médecine, en observant que la moitié au moins reste vide; on pose les fioles sur un bain de sable, et on les recouvre de sable jusqu'à la naissance du col seulement: on procède à la sublimation par un feu gradué, qu'on augmente dans l'espace d'une heure assez pour faire élever ce mélange à la partie supérieure des fioles, ce dont on s'apperçoit par des vapeurs blanches qui sortent des vaisseaux.

On entretient le feu en cet état pendant environ six heures: alors on laisse refroidir les vaisseaux; on les enlève du sable; on les casse; on sépare la poudre blanche qui se trouve à la partie supérieure, et on la met à part. On détache des bouteilles la substance qui y est sublimée en une seule masse, et on porphirise la masse.

Le procédé que nous venons d'indiquer, quoique le plus ordinairement suivi, n'est pas sans inconvénient: 1°. l'extinction du mercure par la trituration est très-longue; 2°. le mercure n'est jamais exactement éteint dans le mortier; 3°. les sublimations sont très-lentes.

Schèele conseille de dissoudre du mercure dans son

poids d'acide nitrique, à l'aide d'une légère chaleur, de faire d'un autre côté, une solution de muriate de soude dans trente-deux fois son poids d'eau bouillante, de mêler les deux liqueurs chaudes, de remuer continuellement le mélange, de laisser déposer le précipité, de décanter la liqueur claire qui le surnage, de l'édulcorer avec de l'eau chaude jusqu'à ce que celle-ci sorte sans saveur, de jeter le tout sur un filtre, et de faire sécher à une douce chaleur. Ce muriate de mercure est aussi doux et aussi pur que celui qui est préparé par la trituration, l'extinction et la sublimation.

Il est essentiel de ne point trop réitérer les sublimations du muriate mercuriel doux, puisque ce dernier perd chaque fois une portion de mercure, ce qui donne à chaque sublimation une certaine quantité de muriate mercuriel corrosif. Le moyen le plus sûr d'adoucir le muriate mercuriel doux, est de le laver dans beaucoup d'eau, pour dissoudre tout le muriate mercuriel corrosif qu'il peut contenir.

Ces réflexions nous conduisent naturellement à rejeter cette préparation, connue sous le nom de *panacée mercurielle*, laquelle se préparoit en faisant sublimer neuf fois de suite le muriate mercuriel doux.

La théorie de cette opération est facile à concevoir. Le muriate sur-oxigéné de mercure cède très-facilement au mercure une portion de son oxigène; de là l'extinction de ce métal et la couleur grise que prend ce mélange; il se fait ici un partage de l'oxigène entre l'oxide de muriate de mercure corrosif et les $\frac{3}{4}$ de son poids de mercure; alors il s'établit un équilibre permanent.

Dans cet état, le mélange a perdu son âcreté et sa disso-

lubilité, mais il n'y a pas de combinaison bien intime entre les deux portions d'oxide et celle de l'acide; le calorique achève l'union réciproque qui se trouve complette après une sublimation.

Les propriétés du muriate doux sont très-différentes de celles du muriate sur-oxigéné. Il n'a pas de saveur; il n'agit sous forme solide que comme un purgatif léger. Exposé à la lumière, il noircit; frotté dans l'obscurité, il est lumineux et phosphorique. Il est plus difficile à volatiliser et à sublimer que le muriate sur-oxigéné.

Sublimé lentement, il fournit des cristaux en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces.

Les bases salifiables, alcalines-terreuses et alcalines le décomposent quand on l'agite avec l'eau de chaux, de barite, ou avec une dissolution de potasse; de blanc qu'il est il passe au noir, ce qui prouve que ce sel est un muriate dans lequel le mercure se trouve au *minimum* d'oxidation.

Parmi les autres acides, il en est beaucoup qui ne se combinent pas immédiatement au mercure; mais presque tous s'unissent par voies d'affinités doubles.

On ne connoît pas encore l'action des acides carbonique, fluorique et boracique sur le mercure.

On sait seulement que les carbonates alcalins précipitent le mercure de ses dissolutions acides, et que les précipités sont différens de ceux que l'on obtient avec les alcalis purs, contenant de l'acide carbonique.

L'acide phosphorique s'unit à son oxide; mais on n'opère bien cette union qu'en précipitant du nitrate de mercure avec une dissolution de phosphate alcalin.

L'action de l'acide phosphoreux sur l'oxide rouge de

mercure, est assez remarquable. Quand on fait bouillir ensemble ces deux substances, il se forme de l'acide phosphorique, et l'oxide se réduit à l'état métallique.

Pour faire le borate de mercure, on verse dans une dissolution de nitrate de mercure, du borate de soude saturé; il se précipite un sel peu soluble; on peut l'obtenir par évaporation, sous la forme de pellicules fines et brillantes.

M. *Chaussier* emploie avec succès cette combinaison saline dans le traitement des maladies vénériennes.

Si l'on expose ce sel à l'air, il y verdit. Le muriate ammoniacal le rend très-soluble; l'eau de chaux le précipite en jaune, qui devient rouge foncé; la potasse le précipite en blanc.

On sait très-peu de chose sur l'union de l'oxide de mercure avec les acides métalliques.

Schèele a indiqué quelques-unes des propriétés de l'arseniate, du tungstate et du molybdate de mercure, qu'on prépare en versant dans la dissolution nitrique de ce métal des sels alcalins ou solubles formés par ces acides.

L'acide chrômique, combiné avec l'oxide de mercure par l'union de la dissolution d'un chrômate alcalin avec celle du nitrate de mercure, forme un précipité indissoluble d'un rouge de cinabre très-vif, qui est utile à la peinture.

Les oxides de mercure s'unissent en général aux alcalis.

M. *Fourcroy* a reconnu qu'en évaporant la lessive d'un mélange d'oxide rouge de mercure et d'ammoniaque en excès, qui en avoit produit en partie la réduction, on pouvoit obtenir un vrai sel triple, un nitrate ammoniaco-mercuriel, ce qui est dû à de l'acide nitrique formé par l'effet de cette décomposition.

Les sels neutres n'ont que peu d'action sur le mercure. Quoique cette assertion soit sur-tout applicable aux différens sels sulfuriques ; M. *Fourcroy* a cependant remarqué que le mercure s'éteignoit très-promptement dans le sulfate de potasse.

Le mercure, d'après l'expérience de *la Garaye*, forme avec le muriate d'ammoniaque, un muriate ammoniaco-mercuriel.

On met dans un mortier de marbre une partie de mercure coulant et quatre de muriate d'ammoniaque en poudre ; on triture ces deux substances jusqu'à ce que le mercure soit bien éteint ; on humecte le mélange avec un peu d'eau, s'il est trop sec. On laisse cette poudre grise à l'air pendant 20 ou 30 jours, ayant soin de l'agiter de tems en tems ; on la broie de nouveau dans un mortier, on la met dans un matras, et on verse dessus de l'alcool jusqu'à ce qu'il surnage la poudre d'environ deux doigts ; on place le vaisseau sur un bain de sable, on le chauffe par degrés jusqu'à faire bouillir l'alcool qui acquiert une couleur citrine, et alors on laisse refroidir la liqueur, on la filtre ; c'est la *teinture de mercure de la Garaye.*

Cette teinture contient du mercure ; car en y trempant une lame de cuivre bien décapée, elle acquiert de la blancheur.

Le mercure se combine avec beaucoup d'autres substances, avec les gommes, les liqueurs sirupeuses, divers acides végétaux, etc. ; substances que nous examinerons par la suite.

Le mercure est d'un usage très-étendu dans les arts, il est employé aujourd'hui presque généralement pour

la construction du thermomètre. On le préfère, avec raison, à l'alcool, soit à cause de son homogénéité, soit parce que ses dilatations depuis zéro jusqu'à l'eau bouillante, sont sensiblement égales aux accroissemens de chaleur, tandis que l'alcool, toutes choses égales d'ailleurs, indique les degrés inégaux par des variations égales de température, et de là vient qu'il n'y a que les thermomètres à mercure qui soient vraiment comparables.

Le mercure s'amalgame avec presque tous les métaux, et cette propriété, jointe à sa volatilité, le fait employer dans la dorure et l'argenture sur cuivre, et dans le traitement des mines d'or et d'argent. L'étamage des glaces se fait à l'aide du mercure amalgamé avec l'étain. Les physiciens se servent du même amalgame, ou de celui du mercure avec le bismuth, pour enduire les frottoirs des machines électriques.

C'est sur-tout aux différentes manières de le combiner à différentes substances que sont dus les grands avantages que l'on retire de ce métal. En médecine on l'emploie sous toutes les formes.

CHAPITRE XVII.

Du Zinc.

Le zinc natif est très-rare; on doute même de son existence.

M. *Brongniart* compte quatre espèces de mines de zinc; savoir: le zinc oxidé ou la calamine, zinc carbonaté, zinc sulfuré ou la blende et le zinc sulfaté.

Le zinc oxidé cristallisé se trouve à Fribourg, en Brisgaw; à Bleyberg, en Carinthie; dans les comtés de Sommerset et de Nottingham, en Angleterre, etc. Le zinc oxidé concrétionné ou informe se rencontre dans les mêmes lieux. Il y en a aussi près de Strasbourg, dans la ci-devant Alsace; dans le duché de Limbourg; à Saint-Sauveur, dans la Normandie, etc.

Zinc carbonaté. Cette espèce se lie à la précédente par des nuances insensibles, et a été confondue longtems avec elle. Elle est d'un blanc sale jaunâtre et fait effervescence avec l'acide nitrique. On la trouve à Raibel, en Carinthie, dans le comté de Commerset et dans le Derbyshire, en Angleterre.

Le zinc sulfuré abonde dans les mines de Saxe, de Bohême et de Hongrie. On en trouve aussi en Suède, en Norwège, en Angleterre, en France, etc.; et c'est en général une des substances métalliques les plus communes. Il a pour gangue différentes substances terreuses ou acidifères, sur-tout le quartz, le fluate de chaux et le carbonate de chaux. Les métaux qu'il accompagne le plus ordinairement sont le cuivre gris, le fer sulfuré, et spécialement le plomb sulfuré, avec lequel on l'a quelquefois confondu. C'est probablement ce qui l'a fait appeler *blende*, on l'a nommé aussi pour la même raison, *pseudo-galène* ou *fausse galène*.

Le zinc sulfaté est très-rarement un produit immédiat de la nature, parce que les mines de zinc sulfuré qui pour-

roient en fournir les principes, quoiqu'abondantes, se décomposent très-difficilement d'elles-mêmes. Mais on trouve ce sel attaché aux parois des galeries, dans les lieux où l'art l'extrait du zinc sulfuré, comme à Ramelsberg, près de Goslar, en Suisse; à Idria, en Carinthie; à Schemnitz, en Hongrie, etc. La plus grande partie de celui qui est dans le commerce vient de Goslar.

Le zinc du commerce est ordinairement allié à un peu de plomb et au carbure de fer. Ce mélange est dû probablement au plomb sulfuré, dont on a retiré le zinc à l'état métallique. Celui que l'on apporte de l'Inde sous le nom de *toutenague*, est plus pur. La véritable toutenague de la Chine est une substance métallique blanche, dont on fait des vases de diverses formes et sur-tout des chandeliers. On présume qu'elle est un alliage artificiel de différens métaux.

On n'exploite guère les mines de zinc pour en retirer ce métal; c'est en fondant les mines de plomb, mêlées de blende, que l'on retire du zinc sous la forme d'oxide, qui se sublime dans les cheminées des fourneaux, et y produit des inscrustrations grisâtres, nommées *tuthie* ou *cadmie des fourneaux*. On en obtient une autre portion en métal; pour cela, on a soin de rafraichir la partie antérieure du fourneau, qu'on nomme la *chemise*. Le zinc, réduit en vapeurs par l'action du feu, vient se condenser dans cet endroit, et retombe en grenailles dans la poudre de charbon, dont on a couvert une pierre placée au bas de la chemise dans le fourneau, et nommée *assiette de zinc*. Ce métal est préservé de l'oxidation par la poudre de charbon; on le fond de nouveau dans un creuset, et on le coule en saumons.

Les Anglais retirent le zinc en grand de la pierre calaminaire, par la voie de la distillation.

Ce métal présente dans sa cassure une couleur blanche, éclatante, avec une nuance bleuâtre; sa structure est très-lamelleuse. M. *Haüy* n'a pu en déterminer la forme primitive, à cause de la difficulté qu'on éprouve à réduire le zinc en fragmens par la percussion.

Ce métal a un certain degré de ductilité. Il est susceptible d'être forgé en le tenant à une température de 40 à 60 degrés centigrades.

Sa pesanteur spécifique est de 7,19.

Lorsqu'on veut avoir du zinc très-divisé, il faut le grenailler, c'est-à-dire, le couler fondu dans de l'eau froide, ou le réduire en limaille.

On met du zinc dans un creuset, on l'expose au feu; sitôt qu'il est fondu, on le coule doucement dans un baquet plein d'eau: le zinc se trouve réduit en petites parties.

On peut encore l'obtenir très-divisé, en le triturant, lorsqu'il est fondu, et en tenant les molécules écartées par le mouvement. Il faut faire cette opération dans un mortier de marbre.

Mongez a trouvé le moyen d'obtenir ce métal sous une forme régulière; il s'est servi à cet effet d'un têt à rôtir, percé au fond et sur ses côtés, de plusieurs trous qu'il bouchoit avec des os, calcinés et réduits en poudre, dont il formoit une pâte avec un peu d'eau. Quand le zinc se refroidit à sa surface, on débouche peu-à-peu les trous, et on agite le métal avec un fer rouge introduit par ces ouvertures. La portion de zinc fondu, coule; alors, on agite le têt à rôtir, jusqu'à ce qu'il

n'échappe plus de métal fondu, et la portion refroidie cristallise en prismes aiguillés. Si on la laisse dans le vaisseau, elle a la couleur métallique; si on l'expose à l'air, elle prend des nuances irisées.

Lorsque le zinc n'éprouve que le degré de calorique suffisant pour le tenir en fusion, sa surface se couvre d'un oxide gris. On pourroit, avec beaucoup de patience, le réduire tout en oxide semblable; mais cela est très-difficile, parce que, pour peu qu'il soit rouge, même obscurément, et qu'il ait le contact de l'air, il s'enflamme et brûle avec une flamme blanche, ou d'un jaune légèrement verdâtre, très-brillante.

On réduit facilement cet oxide gris, à l'aide d'un corps combustible.

Quand on chauffe fortement le zinc, il brûle et se volatilise. On emploie ce moyen pour préparer son oxide, connu sous le nom de *fleurs de zinc*, *nihil album*, *pompholix*, *laine philosophique*, *coton philosophique*, etc. Le zinc dans cet état augmente d'environ un seizième. M. *Guyton* porte la proportion d'oxigène jusqu'à 0,61.

Voici la manière d'obtenir cet oxide blanc.

On place dans un bon fourneau un grand creuset sur deux briques, et on l'incline sur un angle d'environ quarante-cinq degrés; on forme devant l'ouverture du creuset un mantonnet pour supporter le couvercle, afin de boucher l'ouverture du creuset, lorsque cela est nécessaire.

On met dans ce creuset du zinc; on le fait fondre par un feu très-actif et capable de le rougir à blanc, en tenant le creuset fermé. Lorqu'on juge qu'il est bien rouge, on découvre le creuset; il s'élève aussitôt de la

surface du zinc une flamme parfaitement blanche et très-vive ; il s'élève en même tems des flocons de matière très-blanche et légère comme du coton : c'est l'oxide blanc de zinc. On ôte cet oxide avec une cuiller de fer à long manche ; il s'en reforme d'autre aussitôt : on l'ôte de même, et on continue de suite jusqu'à ce que tout le zinc soit converti en oxide.

Il faut avoir soin d'agiter avec une spatule pour augmenter le contact de l'air, et même de laisser un courant d'air, ou mieux encore de souffler sur le métal, on obtient ainsi un oxide blanc en beaux flocons.

On peut encore préparer cet oxide en agitant fortement le zinc quand il est rouge, mais l'oxide est gris ; il faut ensuite le mettre dans un têt à rôtir, on porte au rouge, on agite et on enlève à mesure que l'oxide se forme ; il est alors blanc, mais en poudre.

Cet oxide n'est point volatil, quoiqu'il s'élève à la manière des corps volatils ; il est, au contraire, très-fixe au feu.

Cet oxide peut être fondu en verre, mais il faut un feu de la plus grande violence ; cet oxide vitrifié est d'un jaune pur, et ne peut être réduit que par le charbon ou tout autre corps combustible.

MM. *Desormes* et *Clément* qui ont réduit l'oxide blanc de zinc par le charbon, distillation qui leur a fourni du gaz oxide de carbone en très-grande quantité, ont trouvé que l'oxide de zinc étoit composé de 0,833, de métal et de 0,167, d'oxigène.

Le zinc est peu altéré par l'air ; sa surface s'y ternit : il paroît que c'est un commencement d'oxidation.

Le phosphore peut s'unir au zinc : ces expériences sont dues à *Pelletier*.

On peut obtenir le phosphure de zinc, en projetant du phosphore sur du zinc en fusion.

On fait rougir dans un creuset du zinc coupé par petits morceaux, et ensuite on y projette du phosphore bien essuyé : le zinc entre en fusion ; on continue à y projeter du phosphore, et en même tems des petits morceaux de résine, afin d'empêcher l'oxidation du zinc. On retire le creuset du feu, et l'on trouve une substance métallique, qui n'est que du phosphure de zinc.

Sa couleur est blanche, mais moins brillante que celle du zinc; elle est plutôt plombée.

Lorsqu'on lime le phosphure de zinc, ou bien lorsqu'on le frappe avec un marteau sur une enclume, il répand une odeur analogue à celle du phosphore; il s'étend aussi un peu sous le marteau.

Le zinc se dissout dans le gaz hydrogène. Cette expérience est due à M. *Vauquelin*.

On met dans une cornue quatre parties de blende grillée avec une partie de charbon desséché fortement; on y adapte un tube recourbé qui va plonger dans l'eau sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique.

Quand la température n'est pas assez forte pour opérer la réduction du zinc, le gaz qui se dégage n'a d'autres propriétés que celles du gaz hydrogène carboné ; mais aussitôt que la réduction commence à s'effectuer, le gaz hydrogène tient du zinc en solution ; ce qu'on apperçoit aisément par la flamme jaune bleuâtre qu'il produit en brûlant.

Plus l'opération approche de sa fin, et que la chaleur est vive, plus le gaz est chargé de zinc.

On obtient donc, pendant le cours de cette opération, du gaz acide carbonique et du gaz hydrogène zincé et carboné.

Le mélange de ce gaz est beaucoup plus lourd que le gaz hydrogène ordinaire; mais il est plus léger que l'air atmosphérique, car ce dernier le déplace facilement.

Si l'on enflamme ce gaz, on n'apperçoit aucun résidu sensible sur les parois du vase, comme cela arrive pour l'hydrogène sulfuré; mais si l'on remplit ensuite le vase d'eau, la surface de ce liquide se couvre d'une pellicule brillante, d'une couleur blanche-grisâtre, et qui, ramassée, présente tous les caractères du zinc métallique.

Il n'y a donc qu'une portion de zinc qui brûle avec le gaz hydrogène, puisqu'il s'en échappe à la combustion, et que l'on obtient à l'état métallique.

Le gaz hydrogène zincé n'est pas décomposé par l'acide muriatique oxigéné, comme le gaz hydrogène sulfuré et phosphoré. Si l'on enflamme ce mélange avec le contact de l'air, alors la combustion est plus rapide, la flamme plus blanche, et il ne se dépose point de zinc métallique; ce métal est au contraire combiné avec l'acide muriatique à l'état d'oxide, qu'on rend sensible par un carbonate alcalin ou à l'aide d'un hydro-sulfure.

M. *Vauquelin* n'a pu découvrir la présence du zinc dans du gaz hydrogène produit par la solution de ce métal dans les acides étendus d'eau.

L'oxide de zinc s'unit très-bien au soufre, d'après M. *Guyton.*

A cet effet, on fait fondre du soufre dans un creuset,

et on y projette de l'oxide de zinc; il en résulte une substance minérale grise, semblable à la *blende d'Huelgoët*, d'où s'élèvent quelquefois des aiguilles prismatiques jaunes et brillantes, qui s'attachent au couvercle du creuset.

Le zinc ne contracte aucune union avec l'arsenic par la voie humide.

Malouin, qui a essayé cette combinaison, a vu qu'en distillant un mélange d'oxide d'arsenic, de suif et de zinc, on obtenoit une masse noirâtre semblable à la blende et plus tendre que cette mine, et qu'il s'exhaloit de la cornue une odeur insupportable.

On n'a encore pu allier le zinc avec le cobalt et le bismuth.

Fondu avec l'antimoine, il donne un alliage dur et cassant, dont on n'a pas encore examiné les propriétés.

Le mercure se combine au zinc par la fusion; mais il ne faut pas que le zinc soit trop chaud : le degré de chaleur convenable est celui où il peut roussir une carte sans la brûler.

L'amalgame qu'il forme avec ce métal est solide; il devient fluide par la trituration. Lorsqu'on le fond et qu'on le laisse refroidir lentement, il cristallise en lames qui paroissent carrées et arrondies sur les bords.

L'eau est décomposée par le zinc. *Lavoisier* et *Meusnier* l'ont prouvé par leurs expériences sur la décomposition de l'eau. En effet, si l'on fait passer de l'eau sur du zinc qui commence à rougir, on obtient beaucoup de gaz hydrogène, et le zinc est à l'état d'oxide.

L'acide sulfurique agit très-bien sur le zinc, même à froid.

On met dans un matras une partie de zinc en grenaille,

on verse dessus deux parties d'acide sulfurique étendu d'eau; si l'on veut recueillir le gaz qui se dégage, on y ajuste un tube recourbé qui va plonger sous une cloche pleine d'eau : il se produit beaucoup de chaleur, et il se précipite une poudre noire, qui est du carbure de fer. On obtient aussi sous la cloche du gaz hydrogène tenant un peu de carbone en solution. Lorsque la solution est faite, on l'étend d'eau, on filtre la liqueur, et on la fait évaporer dans une capsule de verre, on la laisse ensuite refroidir, et l'on obtient des cristaux qui sont des prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces.

Quand on veut obtenir ce sel parfaitement cristallisé, il faut exposer, pendant quelques jours à l'air, une solution de ce sel, faite dans l'eau bouillante et un peu évaporée.

On prépare aussi pour les arts un sulfate de zinc, appelé *couperose blanche*, *vitriol blanc*, *vitriol de Goslar.*

C'est principalement au Rammelsberg près de Goslar, et en Suède, que se fabrique ce sel.

On fait griller les minérais qui renferment du zinc sulfuré, et on les lessive encore chauds. On décompose, par l'agitation à l'air, le sulfate de fer qui peut s'y trouver, et on sépare l'oxide jaune qui résulte de cette décomposition. On fait évaporer la lessive purifiée, et on obtient du sulfate de zinc cristallisé et limpide, on le fond à l'aide de son eau de cristallisation; on l'agite continuellement, et on le verse dans des baquets : il se prend en une masse cristalline et blanche comme du sucre. C'est ainsi qu'il est répandu dans le commerce.

Le sulfate de zinc a une saveur styptique assez forte; il est blanc transparent; chauffé fortement dans une cornue

de grès, il se décompose entièrement. Il passe dans le récipient de l'acide sulfurique, et il se dégage du gaz oxigène, et du gaz acide sulfureux.

Le sulfate de Goslar jaunit à l'air au bout de quelque tems. Il se dissout dans deux parties d'eau froide.

Ce sel est décomposé par toutes les substances terreuses et alcalines.

L'oxide de zinc précipité par ces substances peut se redissoudre dans les acides, et même dans les alcalis.

D'après M. *Proust*, le zinc en se combinant avec un acide quelconque, absorbe constamment la même quantité d'oxigène.

Pour purifier le sulfate de zinc du fer, ce chimiste propose de faire bouillir deux livres de ce sel avec une once d'acide nitrique; on y mêle ensuite de la potasse pour saturer l'excès d'acide; l'on obtient un précipité de 3 ou 4 gros. On fait bouillir de nouveau, alors le précipité qui est blanc passe au jaune; en répétant plusieurs cristallisations, il ne reste pas un atôme de fer dans la solution de zinc.

D'après M. *Tennant* le sulfate de zinc desséché, est composé de 0,50 d'acide, et de 0,50 de zinc.

Les sulfures alcalins et les hydro-sulfures précipitent aussi le sulfate de zinc en orangé foncé ou brun; il se dépose alors de l'oxide de zinc sulfuré ou hydro-sulfuré.

L'acide sulfureux attaque le zinc, soit en poudre, soit en limaille; il se produit de la chaleur; il se dégage du gaz hydrogène sulfuré: la liqueur devient d'abord brune, quelquefois elle se trouble et prend une couleur jaune de soufre; mais elle s'éclaircit sur la fin de l'action.

Cette solution a une saveur piquante, astringente, et sulfureuse.

Si on l'expose à l'air, elle s'épaissit, donne des aiguilles ou prismes fins tétraèdres, à pyramides quadrangulaires très-aigues : c'est un sulfite de zinc, qui devient blanc à l'air, et forme une poussière blanche insoluble dans l'eau.

M. *Fourcroy*, nomme ce sel *sulfite sulfuré de zinc.*

Le même chimiste a fait aussi connoître une autre espèce de sel ou de sulfite de zinc non sulfuré. Voici l'exposé de ses expériences faites en commun avec M. *Vauquelin.*

En mêlant de l'oxide de zinc blanc avec de l'acide sulfureux très-concentré, ces deux corps se combinent sans mouvement, avec chaleur et destruction d'odeur de la part de l'acide. Quand la saturation est complette, il se forme à la surface de la liqueur, des cristaux blancs en trémies. Ce sel, ou *sulfite de zinc pur*, comparé au précédent, présente les propriétés suivantes :

Il a une saveur moins piquante, mais plus styptique que ce dernier; il est moins soluble dans l'eau, et cristallise plus facilement.

Les acides le décomposent avec effervescence; mais ils n'en séparent point de soufre comme du sulfite sulfuré.

L'acide nitrique dissout très-facilement le zinc, et est décomposé par ce métal.

A cet effet, on met du zinc en grenaille dans un matras; on verse dessus de l'acide nitrique foible; il se fait une vive effervescence, l'acide est partagé en deux parties, l'une sert à oxider le zinc, tandis que l'autre le dissout; on chauffe un peu, on filtre parce qu'il y a un peu de fer et de matière charbonneuse qui reste sur le filtre.

La solution nitrique de zinc est d'un jaune verdâtre, et un peu trouble quand elle vient d'être faite; mais le repos la rend transparente.

Elle fournit par l'évaporation et le repos des cristaux en prismes tétraèdres, comprimés et striés, terminés par des pyramides à quatre faces, aussi striées, qui attirent l'humidité de l'air.

Ce sel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Mis sur les charbons, il se fond d'abord, et fuse en pétillant dans les portions qui se dessèchent.

Il répand en détonnant une petite flamme rougeâtre.

Lorsqu'on le fond dans un creuset, on ne peut le dessécher, même à la chaleur la plus douce, sans l'altérer; il laisse échapper des vapeurs de gaz nitreux; il devient d'un rouge-brun, et prend la consistance d'une gelée : si l'on continue de le chauffer, il se dessèche tout-à-fait, et laisse un oxide jaunâtre.

Il est décomposé par l'acide sulfurique.

Les alcalis en précipitent un oxide blanc qu'ils redissolvent, et les carbonates alcalins fournissent, en le précipitant, un carbonate de zinc très-blanc. Ce sel est aussi précipité en blanc par les prussiates. En distillant ce nitrate de zinc, on le décompose; on obtient un acide nitreux très-fumant, et le sel passe à l'état de nitrite.

L'acide muriatique a aussi une action très-vive sur le zinc. Il se dégage pendant l'effervescence beaucoup de gaz hydrogène provenant de l'eau décomposée par le zinc.

On ne peut obtenir ce sel sous une forme régulière.

Si l'on chauffe cette solution, elle s'épaissit et fournit par la distillation un peu d'acide très-fumant, et un muriate de zinc solide et fusible : on obtient aussi une matière congelée dans l'alonge et dans le bec de la cornue, que l'on nommoit autrefois *beurre de zinc*.

Cette propriété de se volatiliser à une douce chaleu

peut donner le moyen de séparer ce sel du muriate de fer, qui est beaucoup moins volatil.

Ce muriate est décomposé par l'acide sulfurique, qui en dégage l'acide muriatique en vapeur ou gaz.

Les alcalis le précipitent en blanc; l'eau ne le précipite point.

On peut aussi obtenir ce sel en décomposant le muriate sur-oxigéné de mercure par le zinc. *Voyez* la fin de ce chapitre.

L'acide muriatique oxigéné dissout le zinc sans effervescence, mais le sel qui en résulte n'est qu'un simple muriate.

Le zinc est enflammé par le gaz acide muriatique oxigéné; alors il s'oxide en blanc.

L'acide phosphorique dissout le zinc; mais pour obtenir le phosphate de zinc, on verse le nitrate de zinc dans le phosphate de soude.

Ce sel est peu soluble dans l'eau.

L'acide carbonique dissout le zinc; mais cette solution se fait très-lentement.

Si on l'expose à l'air, elle se couvre d'une pellicule qui réfléchit diverses couleurs, et qui n'est autre chose que du carbonate de zinc.

On ne connoît pas les combinaisons des autres acides.

Toutes les solutions de zinc dans les acides, sont précipitées par l'eau de chaux, la magnésie, les alcalis fixes et l'ammoniaque.

La silice et l'alumine ne forment point de combinaison avec le zinc; mais son oxide entre dans les composés vitreux, et colore les verres en jaune.

Point d'action avec la magnésie, la chaux, la barite et la strontiane.

La potasse, ou la soude caustique en liqueur, que l'on fait bouillir sur ce métal, noircissent sa surface, se colorent en jaune sale, tiennent en solution une certaine quantité d'oxide de zinc, que l'on peut en séparer par les acides.

L'ammoniaque agit moins bien à chaud sur le zinc, sans doute à cause de sa volatilité : cet alcali mis en digestion à froid avec le zinc, en dissout un peu ; il se dégage dans les trois dissolutions du zinc, par les alcalis, une certaine quantité de gaz hydrogène, provenant de la décomposition de l'eau.

Plusieurs sels neutres sont décomposés par le zinc.

Si l'on chauffe dans un creuset, du sulfate de potasse avec du zinc, le sel est décomposé, il se forme un sulfure de potasse.

Le nitrate de potasse, mêlé avec le zinc, détonne avec rapidité.

On fait un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de zinc en limaille ; on le projette par cuillerées dans un creuset qu'on a fait rougir auparavant. Lorsque la poudre a acquis le degré de chaleur convenable, il se fait tout-à-coup une inflammation très-vive ; lorsqu'elle est cessée, on remet une nouvelle cuillerée de mélange, et l'on continue de même jusqu'à ce qu'on ait tout employé : on retrouve ensuite un oxide de zinc.

Une partie de ce résidu est soluble dans l'eau ; c'est de la potasse combinée avec une portion d'oxide de zinc, que l'on peut en précipiter à l'aide des acides.

C'est ce qu'on appeloit *liqueur de nitre fixé* par le zinc, et que *Hellot* dit être *l'alkaest de Respour*, qui lui attri-

buoit la vertu de dissoudre tous les métaux, propriété chimérique, comme bien d'autres.

Le zinc décompose le muriate d'ammoniaque. *Monnet* prétend que cette décomposition a lieu par trituration.

Bucquet l'a obtenue par distillation. On fait un mélange de deux parties de zinc (*Hellot* s'est servi de l'oxide), sur une de muriate d'ammoniaque, et l'on distille ce mélange dans une cornue de verre; on obtient beaucoup de gaz ammoniac et du gaz hydrogène; le résidu de l'opération est du muriate de zinc.

M. *Thenard* a reconnu l'existence d'un sel triple ammoniaco de zinc. Pour l'obtenir, on fait bouillir du muriate d'ammoniaque avec de l'oxide de zinc; il se fait alors un foible dégagement d'ammoniaque; le muriate d'ammoniaque dissolvant beaucoup plus d'oxide de zinc à chaud qu'à froid, en abandonne la majeure partie par le refroidissement. Aussi lorsque la dissolution est encore chaude, si on y jette de l'eau froide, elle forme presque un magma. Cette dissolution refroidie, pourvu qu'il n'y ait point eu de muriate d'ammoniaque de décomposé, ne précipite même pas par les carbonates alcalins, et à plus forte raison par les alcalis; elle précipite en blanc par l'hydrogène sulfuré et les hydro-sulfures; elle refuse de cristalliser.

Un mélange de parties égales de muriate sur-oxigéné de potasse et de zinc, fulmine par le choc avec une flamme blanche; il n'éprouve rien de la part de l'acide sulfurique.

Le muriate oxigéné de mercure est décomposé par le zinc.

A cet effet, on distille dans une cornue de verre un mélange de deux parties de ce sel, avec une partie de zinc;

il se sublime un sel qui cristallise en petites aiguilles réunies, le mercure reste pur : c'est du muriate de zinc.

On mêle du zinc en limaille fine à la poudre à tirer, pour produire les étoiles blanches et brillantes dans les feux d'artifice.

Le zinc, par sa propriété de décomposer un grand nombre de sels et de dissolutions métalliques, est très-utile pour les analyses des mines.

Le grand usage du zinc est de former le laiton par son alliage avec le cuivre. Le zinc entre aussi avec l'étain et le cuivre, dans la composition du bronze. On a proposé de l'employer au lieu d'étain pour l'étamage. M. *Guyton* a substitué avec avantage l'oxide de zinc obtenu par la combustion au blanc de plomb employé dans la peinture. La couleur qui en résulte, sans avoir aucun inconvénient pour la santé de l'artiste, remplit parfaitement son but.

On s'en sert aussi avec beaucoup de succès pour former la pile voltaïque.

Le sulfate et l'oxide sont employés en médecine.

CHAPITRE XVIII.

Du Nickel.

Il paroît que le nickel a été employé par les Chinois bien avant qu'on eût découvert ce métal, puisqu'il existe un alliage à la Chine, connu sous le nom de *Pakfoud*, qui contient du nickel. *Engestroem* a trouvé que c'étoit un

alliage de cuivre, de zinc et de nickel, dont les proportions de ce dernier varient suivant l'objet auquel les Chinois en destinoient l'usage; ils en font communément des bijoux.

Hyerne paroît être le premier qui ait parlé du nickel, sous le nom de *kupfernickel*, en 1694. *Henckel* l'a regardé comme une espèce de cobalt, ou d'arsenic mêlé de cuivre. *Cramer* l'a aussi placé parmi les mines de cuivre; et ce n'est qu'en 1751 que *Cronstedt* a retiré un nouveau métal de ce prétendu mélange.

Nickel arsenical, ou *Kupfernickel.*

Cette mine d'un rouge de cuivre se trouve en divers endroits de l'Allemagne, et en particulier à Schnéeberg, à Saalfeld et à Andreasberg; en France, à Sainte-Marie-aux-Mines et à Allemont; en Angleterre, au comté de Cornouailles. Il accompagne assez souvent le cobalt arsenical.

Nickel oxidé, ou *Nickel-Okker.*

Cette substance recouvre souvent les mines de nickel arsenical, sous la forme d'une espèce de croûte, ou d'une poussière vert-pomme.

C'est à *Cronstedt* que l'on doit la découverte de ce métal. Plusieurs minéralogistes ont nié son existence; ils ont regardé comme un mélange, un alliage de plusieurs substances métalliques : mais *Bergmann* et plusieurs autres chimistes ont prouvé que cette substance si difficile à obtenir pure, jouit de toutes les propriétés métalliques.

Pour obtenir le nickel en grand, on grille d'abord le

kupferniekel pour lui enlever le soufre; on arrose ensuite, suivant M. *Proust*, la mine grillée avec de l'acide sulfurique, dans l'intention de séparer le nickel du fer, du cuivre, de l'arsenic, du bismuth et du cobalt. On lessive par l'eau; si le fer est en grande quantité, il se combine à l'acide arsenique. Alors on précipite le fer qui est au *maximum* par la potasse qu'il faut employer avec modération; le précipité est d'un blanc jaunâtre. Lorsque la solution est ainsi débarrassée du fer, on y fait passer du gaz hydrogène sulfuré jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. L'arsenic, le bismuth et le cuivre passent à l'état de sulfure. La liqueur n'est donc plus composée que de sulfate de nickel et de cobalt potassé. Le premier sel étant moins soluble, on parvient par des cristallisations répétées à séparer entièrement les deux sels. L'oxide de nickel se réduit à une haute température sans addition de corps combustible.

M. *Richter* a établi les caractères de ce métal.

Sa couleur tient le milieu entre l'argent et l'étain. Sa pesanteur spécifique est de 8,666; il est très-ductile, on peut en forger des baguettes, et en faire des plaques minces sur l'enclume. Il est inaltérable à l'air; sa force magnétique lui est enlevée par un peu d'arsenic. Ce métal est susceptible d'acquérir le magnétisme pôlaire, il est très-difficile à fondre.

Dans nos laboratoires on traite, d'après le procédé de M. *Thenard*, la mine de nickel grillée par l'acide nitrique. La liqueur décantée et étendue d'eau, on y ajoute de l'hydrogène sulfuré; on sépare le précipité et l'on décompose ensuite la liqueur par l'hydro-sulfure de potasse. On sépare ce dernier précipité et on le dissont dans l'acide nitrique.

On filtre la liqueur et l'on ajoute de la potasse qui en sépare les oxides de nickel, de cobalt et de fer, alors on traite ces trois oxides par le muriate sur-oxigéné de chaux qui les porte au *maximum* d'oxidation. Dans cet état l'ammoniaque dissout seulement le nickel sans attaquer le cobalt et le fer. On fait volatiliser l'ammoniaque, il reste l'oxide de nickel que l'on mêle avec de l'huile, du noir de fumée et du borax, on obtient, à l'aide d'un feu de forge, quelques globules métalliques non fondus.

Ce métal se combine très-bien au soufre par la fusion. *Cronstedt* à qui est due cette expérience, annonce aussi que ce métal se dissout dans les sulfures alcalins, et forme un composé semblable aux mines de cuivre jaune.

D'après M. *Proust*, il n'y a que deux espèces d'oxide de nickel, l'une l'oxide gris au *minimum*, et l'autre l'oxide noir au *maximum*.

L'oxide gris se prépare en calcinant le nitrate de nickel; cet oxide se dissout dans l'acide muriatique sans le convertir en acide muriatique oxigéné; mais il s'en formerait si l'oxide de nickel contenoit un peu d'oxide de cobalt.

L'oxide noir s'obtient en traitant le carbonate de nickel, par l'acide muriatique oxigéné. Cet oxide noir gardé dans l'ammoniaque, donne des bulles, passe à l'état d'oxide gris et se dissout dans l'alcali employé.

L'acide sulfurique n'agit que très-peu sur le nickel métallique, mais il dissout bien l'oxide. Le sulfate qui en résulte est transparent, d'un vert d'émeraude, cristallisé en prisme hexaèdre terminé par une pyramide irrégulière, inaltérable à l'air, et susceptible de s'unir à la potasse, et de former avec elle un sel triple de la même couleur qui cristallise en rhombes.

L'acide nitrique dissout le nickel avec beaucoup de vivacité. La liqueur est d'une belle couleur verte; le nitrate cristallise en rhombes, ses cristaux son verts, inaltérables à l'air, très-solubles dans l'eau; ce sel est décomposé par l'acide sulfurique.

Cent parties de nickel dissoutes dans l'acide nitrique, et distillées jusqu'à parfaite décomposition, laissent de 125 à 126 d'oxide gris verdâtre au *minimum*. L'acide nitrique ne peut pas faire passer cet oxide au *maximum*. Si l'on distille avec précaution le nitrate de nickel, on obtient un nitrate avec excès de base insoluble dans l'eau.

L'acide muriatique attaque difficilement le nickel métallique, mais il dissout très-bien son oxide. Le muriate de nickel cristallise en petits grains d'un vert de pomme, déliquescens, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool.

Les traits de ce sel sur le papier sont jaunes. Le feu le décompose en partie; une portion se sublime sous la forme de fleurs nacrées d'un jaune doré. Ces fleurs absorbent l'humidité de l'air et verdissent.

Pour se procurer les phosphate, borate, carbonate et arseniate de nickel, on verse ces acides unis à un alcali dans une solution de nitrate de nickel. Il se forme dans tous les cas un sel insoluble.

Le fer, le zinc, l'étain, le manganèse et le cobalt, précipitent le nickel de ses solutions en état métallique. Les alcalis en séparent un oxide verdâtre; la noix de galle le précipite en blanc grisâtre; les prussiates en gris verdâtre, et les hydro-sulfures en noir foncé.

Le nickel dissous dans un acide a également la propriété de former des sels triples avec l'ammoniaque, et avec la potasse. M. *Thenard* a fait sur le nitrate de nickel les

mêmes expériences que sur le cobalt, et il a obtenu des résultats analogues. Seulement il n'a point eu de cristaux bien prononcés; ce sel triple est vert; éprouvé par les mêmes réactifs que le nitrate ammoniaco de cobalt, il se comporte de la même manière.

Le nickel est peu employé dans les arts; on croit qu'on l'emploie dans les émaux, les verreries, les porcelaines et les faïences.

CHAPITRE XIX.

De l'Étain.

Il est encore incertain s'il existe de l'étain natif.

M. *Haüy* compte deux espèces de mine d'étain.

1°. *Etain oxidé ;* 2°. *Etain sulfuré.*

On trouve de l'étain oxidé en Angleterre, au pays de Cornouailles; à Altemberg, en Saxe; à Schackenwald, en Bohême, etc.: sa gangue est tantôt le quartz, tantôt un granit, tantôt une lithomarge blanchâtre ou jaunâtre. Il est souvent accompagné de fer arsenical ou mispickel, et quelquefois de schéelin, soit ferruginé, ou à l'état de wolfram, soit calcaire. Celui de Saxe est entremêlé de topazes opaques d'un blanc mat. Les plus gros cristaux de cette espèce que M. *Haüy* a vus, avoient environ quatre centimètres, ou dix-huit lignes d'épaisseur.

Il est assez remarquable, dit le même minéralogiste, que l'étain, qui, à l'état métallique, est un des métaux les plus légers, égale presque en pesanteur spécifique, lorsqu'il est à l'état d'oxide, la plupart des autres substances de la même classe, soit simplement oxidées, soit composées d'oxide avec un minéralisateur. Cette pesanteur de l'étain oxidé est de 6,9; celui de Cornouailles est composé, d'après M. *Klaproth*, de 0,77 d'étain, 0,21 d'oxigène, d'un atôme de fer et d'un peu de silice.

L'étain sulfuré est encore très-peu connu. Cette substance porte différens noms, or mussif natif, sulfure d'étain allié au cuivre, etc.

Klaproth a fait l'analyse de cette mine, il en a retiré: soufre, 25; étain, 34; cuivre, 36; fer, 2; perte, 3.

C'est à *Bergmann* que nous devons les premières connoissances sur les essais des mines d'étain. Il les traita par l'acide nitro-muriatique; mais M. *Klaproth* les fait rougir avec trois parties de potasse qui dissout entièrement l'étain. Il dissout ensuite la masse fondue dans l'eau, et il sature la liqueur par l'acide muriatique, d'où résulte un muriate de potasse et d'étain; il y plonge après des lames de zinc sur lesquelles l'étain se dépose..

Pour faire l'essai d'une mine d'étain, il faut la piler grossièrement, la laver et la griller dans une capsule de terre couverte, afin qu'il se dissipe le moins possible d'étain, en ayant soin de la découvrir de tems en tems. Il faut aussi la griller promptement pour que l'étain ne soit pas trop oxidé.

L'oxide d'étain ainsi purifié, est fondu dans un fourneau à manche très-bas, dont le sol fort incliné est en granit,

le bassin de l'avant-foyer en argile braquée, et le bassin de réception en fonte.

Ce fourneau se charge par en haut avec du schlick et du charbon mouillé, afin que le vent des soufflets n'enlève pas le minérai, qui est très-léger. Comme le courant de la flamme en emporte toujours une partie, la cheminée se change, vers la moité de sa hauteur, en une espèce de chambre de bois enduite d'argile; la poussière du minérai, entraînée par la flamme, se dépose dans cette espèce de caisse.

Ces principes de traitement sont ceux qui sont suivis en Saxe et en Bohême. Les procédés anglais usités dans le comté de Cornouailles sont un peu différens.

L'étain de filons, qui contient ordinairement des sulfures métalliques, est mêlé avec de la houille grasse, et fondu directement sans grillage préliminaire dans un fourneau de réverbère. On obtient, par ce moyen et dès le premier feu, de l'étain et des scories qui contiennent le cuivre, le fer et les autres métaux, qui étoient mêlés au minérai d'étain. Comme ces scories ne sont pas entièrement privées d'étain métallique, on sépare ce métal par le boeardage et le lavage.

L'étain fondu par l'un ou l'autre des procédés précédens, est rarement assez pur pour être livré au commerce; il a besoin d'être affiné. En Allemagne, on fait éprouver à ce métal une nouvelle fusion, au milieu d'un feu de bois, et on couvre de résine la surface du bain d'étain fondu. En Cornouailles, on le fond de nouveau avec de la houille en poudre dans le même fourneau de réverbère. Le minérai d'étain mêlé de sa gangue donne, en grand, dans le comté de Cornouailles, à-peu-près 0,525 de métal.

On peut encore se servir, d'après *Cramer*, d'un peu de charbon de tilleul ou coudrier, dont l'un d'eux doit être creusé, et dans lequel on met de la mine d'étain avec de la poix résine ; on perce l'autre d'un petit trou, pour donner issue aux vapeurs ; on l'applique sur le premier pour le recouvrir, et on les lie ensemble avec du fil de fer ; après avoir luté les jointures, on les allume devant la tuyère d'une forge. Lorsque l'étain est fondu, on éteint avec de l'eau les charbons qui ont servi à l'essai, et on trouve l'étain en culot.

L'étain d'Angleterre arrive en saumons ; il est moins pur que celui de Malaka, il contient 0,3 à 0,4 de cuivre et autant de plomb. L'étain du commerce contient souvent un peu d'arsenic et du charbon.

L'étain des Indes se vend en forme de chapeaux, ou en écritoires ; c'est un triangle ou une pyramide quadrangulaire tronquée.

L'étain a une blancheur qui tient le milieu entre celle du plomb et celle de l'argent ; il a une saveur sensible et une odeur remarquable.

Il se plie facilement, et laisse entendre un bruit qu'on appelle le *cri* de l'étain.

Ce métal est très-mou, très-ductile, et il se réduit en feuilles plus minces que le papier.

Sa pesanteur spécifique est, suivant *Kirwan*, 7,67 fois l'eau, et, suivant *Brisson*, de 7,291 à 7,500.

Sa cohésion se mesure par le moyen d'un fil d'étain d'environ un millimètre de diamètre ; il ne faut qu'un peu plus de 242 hectogrammes pour faire rompre le fil.

L'étain est un très-bon conducteur de l'électricité, aussi l'emploie-t-on souvent pour garnir les conducteurs, les

bouteilles de Leyde : il en est de même de l'électricité animale ou galvanique, qu'il excite fortement par son contact avec les nerfs et sa communication avec un autre métal. Il n'a pas plus d'élasticité que le plomb.

Sa fusibilité n'est pas très-bien déterminée : on a fait des expériences équivoques, et on l'a fixée à 168 degrés de l'échelle de *Réaumur;* sa fusibilité seroit donc plus grande que celle du plomb, qui ne fond qu'à 258 degrés de la même échelle, et en employant le même moyen : on ne peut pas déterminer cette fluidité par le pyromètre de *Wedgwood*, parce que cette échelle ne commence qu'à 460 degrés du thermomètre de *Réaumur*.

Le son en est presque nul ; l'étain, même écroui, n'a pas de son.

On n'a pas encore pu obtenir une cristallisation régulière de ce métal ; cependant M. *Fourcroy* annonce que *Lachenaye* a obtenu un assemblage rhomboïdal de prismes ou d'aiguilles.

Il reste fixe tant qu'on n'augmente pas le feu ; ensuite il se volatilise.

Si on le chauffe avec le contact de l'air, sa surface se couvre d'une pellicule grise terne, et qui forme des rides ; ce n'est autre chose qu'un oxide métallique au *minimum* qui contient 0.22 d'oxigène. On continue la calcination jusqu'à ce qu'on ait suffisamment de cet oxide ; alors on ôte le vaisseau du feu ; on le laisse refroidir ; on pulvérise l'oxide dans un mortier de fer ; on le passe au travers d'un tamis un peu clair, et on sépare, par ce moyen, les portions d'étain qui ne se sont point calcinées.

Quand on veut préparer ce qu'on appelle dans le commerce *potée d'étain*, on prend l'oxide ci-dessus, on le fait

calciner dans une capsule de terre, sous la moufle d'un fourneau de *coupelle*, pendant six ou sept heures, ayant soin de le remuer de tems en tems avec un crochet de fer; cet oxide acquiert de la blancheur, et s'oxide davantage: c'est dans cet état qu'on le nomme *potée d'étain*.

M. *Darcet* fils, qui a analysé plusieurs potées d'étain du commerce, a trouvé dans toutes beaucoup de plomb. Ce chimiste pense que l'on peut en conclure que la potée du commerce se fait avec un alliage de ces métaux dont l'oxidation est favorisée par l'influence galvanique.

On se sert de cet oxide pour polir les glaces, les verres de lunettes, les miroirs de télescope, l'acier, etc.

Si l'on expose cet oxide à la plus grande violence du feu, il est susceptible de se fondre en verre, qui présente les couleurs du prisme.

On parvient à décomposer cet oxide à l'aide des corps combustibles, mais on le réduit assez facilement, lorsqu'on n'emploie pas trop de charbon.

Si on chauffe de l'étain au chalumeau, et qu'on le jette aussitôt sur le sol, ou sur une pierre, il paroît étincelant.

L'étain résiste très-bien à l'action de l'air; sa surface se ternit seulement, et se couvre d'une poussière grise.

Il n'y a point d'union entre l'azote, l'hydrogène et l'étain.

Pour phosphorer l'étain, on prend parties égales d'étain et de verre phosphorique, avec un huitième de charbon; on mêle exactement ces trois substances, et on les fait fondre dans un creuset; on obtient quelques grains métalliques assez gros. Ce composé est un phosphure d'étain. Ces grains ne paroissent pas différens de l'étain; mais,

lorsqu'on les fond au chalumeau, on voit que le phosphore quitte l'étain, et qu'il vient brûler à la surface du métal.

L'étain s'unit très-bien au soufre par la fusion.

On fait fondre dans une cuiller de fer huit parties d'étain, et on le fait rougir obscurément, on jette par-dessus deux ou trois parties de soufre sublimé; on mêle ces substances à l'aide d'une spatule de fer: lorsqu'elles sont parvenues à un certain point de combinaison, le mélange s'enflamme, et il en résulte une poudre noire. On peut la faire fondre dans un creuset, et couler la matière dans une lingotière: on obtient un corps aigre, cassant, disposé en aiguilles larges, plates, réunies en faisceaux.

Pour unir l'arsenic à l'étain, on met dans une cornue trois parties d'étain sur un huitième d'arsenic, réduit en poudre; on adapte un récipient, on chauffe la cornue jusqu'à la faire rougir: il s'élève très-peu d'arsenic, et l'on trouve dans le fond un culot métallique. Cet alliage contient à-peu-près un seizième d'arsenic, il cristallise en grandes facettes, très-fragiles et de difficile fusion.

L'arseniate de potasse se combine beaucoup mieux à l'étain.

A cet effet, on fait fondre dans un creuset parties égales d'étain et d'arseniate de potasse, on obtient un culot aigre, cassant, rangé à facettes extrêmement brillantes. Cet étain ne peut entrer en fusion qu'après avoir rougi.

En mêlant, par la fonte, parties égales d'étain et de bismuth, *Geller* a obtenu un alliage très-fragile, et d'une couleur moyenne entre celles de ces substances métalliques: son grain étoit à facettes. Cependant, toute la

quantité de bismusth ne s'allie point à l'étain : il y en a une petite quantité de perdue.

On doit encore à *Geller* l'alliage d'étain avec l'antimoine ; il dit que parties égales de ces deux substances métalliques forment un métal blanc, très-aigre, qui a moins de pesanteur spécifique que les deux métaux pris séparément.

M. *Thenard* a examiné un alliage qu'on vouloit introduire dans le commerce. Il l'a trouvé composé d'étain et d'antimoine.

L'union de l'étain avec le mercure, s'opère avec facilité et en toutes proportions: il enrésulte des amalgames qui ont différens degrés de solidité suivant les proportions de ces deux substances ; ils sont plus mous lorsqu'on met beaucoup de mercure.

On prépare ainsi des boules d'un certain degré de solidité, qui passoient autrefois pour avoir la propriété de purifier l'eau.

A cet effet, on fait fondre dans une marmite de fer douze parties d'étain ; on ajoute trois parties de mercure ; on mêle ces deux substances, on coule ce mélange dans un moule, pour lui donner la forme d'une boule de la grosseur à-peu-près d'un œuf de pigeon : cet amalgame prend de la solidité en refroidissant.

On peut encore obtenir un amalgame en faisant fondre l'étain et chauffer le mercure à part ; quand l'étain est élevé à la température nécessaire qui est la fusion, on projette peu-à-peu le mercure chauffé, afin d'éviter une détonnation dangereuse. On fait encore chauffer un instant auparavant de couler ; on a de cette manière un amalgame d'étain qui est blanc et moins coulant ; si le

mercure étoit en assez grande quantité, l'amalgame cristalliseroit.

Pour analyser cet amalgame, on verse dessus de l'acide nitrique à 36 degrés qui précipite l'oxide d'étain ; on filtre, il passe du nitrate de mercure, qu'on pourroit traiter par la potasse, mais on obtiendroit aussi un précipité composé de deux oxides de mercure, l'un blanc et l'autre rouge et dont on ne connoît pas les proportions, c'est pourquoi il vaut mieux précipiter le mercure par le cuivre et le peser après l'avoir distillé.

On fait une opération à-peu-près semblable dans l'étamage des glaces. Elle consiste à appliquer à une de leurs surfaces un amalgame d'étain et de mercure, amalgame qui se fait immédiatement sur la glace, en même tems qu'on l'applique.

Avec parties égales d'étain et de zinc, on forme un métal ductile et fort dur, à petits grains serrés.

L'eau froide a peu d'action sur l'étain, cependant elle ternit à la longue sa surface. L'eau de puits sur-tout a cette propriété ; car les serpentins d'étain qui se trouvent toujours plongés dans cette eau, se détruisent au bout de quelque tems.

L'étain est attaqué par l'acide sulfurique, soit concentré soit étendu d'eau. Lorsque cet acide est concentré, il se dégage du gaz sulfureux et il se sublime du soufre.

L'acide sulfurique, étendu d'eau, agit de même sur l'étain ; dans ce cas, l'eau se décompose, mais foiblement, il se dégage du gaz hydrogène.

Le sulfate d'étain existe sous la forme d'une poudre

blanche insoluble dans l'eau, mais un peu soluble dans l'acide sulfurique.

Cette solution est d'une couleur brune foncée, lorsqu'elle est chaude; mais elle s'éclaircit par le repos.

Elle fournit des cristaux en aiguilles fines, entrelacées les unes dans les autres.

Lorsque la solution est faite à froid, qu'elle n'est pas concentrée, ni surchargée d'étain, et qu'elle ne se trouble pas par l'eau, elle précipite par les alcalis et les terres un oxide blanc très-réfractaire, et d'une très-difficile réduction.

Les hydro-sulfures et les sulfures alcalins la précipitent en brun noirâtre en perdant leur odeur; et ce précipité, chauffé légèrement dans un appareil fermé, donne de l'or mussif, ou de l'oxide d'étain sulfuré.

MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait connoître l'action de l'acide sulfureux sur l'étain. Dès que l'étain est mis en contact avec l'acide sulfureux liquide, il prend une couleur jaunâtre analogue à celle de l'or mussif. Quelques jours après, il devient noir comme du charbon, et il se dépo e dans la liqueur une poudre noire.

Ces chimistes ont prouvé que l'étain décompose une partie de l'acide sulfureux qui lui fournit de l'oxigène et qui, une fois oxidé, s'unit à une autre partie de cet acide; qu'une portion du soufre se dépose avec le sulfite d'étain blanc peu soluble; qu'une autre reste en solution dans la liqueur avec un peu de sulfite d'étain, qui est un sulfite sulfuré; enfin, qu'une troisième partie du soufre se combine à une portion de l'étain métallique, et forme un sulfure noir sur lequel l'acide sulfureux n'a point d'action: ce qui arrête ou limite la solution.

L'acide nitrique concentré attaque l'étain avec énergie. On ne retire pas de gaz, ni oxigène, ni azote; si l'on traite à la cornue une partie et demie d'étain et une d'acide nitrique. Mais dès que le résultat est de l'ammoniaque, on ne doit plus chercher ce qu'est devenu l'azote, ni l'oxigène, puisque l'étain s'est oxidé.

On peut obtenir, d'après les recherches de *Bayen* et *Charlard*, un sel qu'ils ont nommé stanno-nitreux.

Si l'on prend l'acide nitrique un peu foible, et qu'on fasse l'opération avec lenteur et précaution, on obtient une solution qui contient un peu d'étain.

L'oxide d'étain est insoluble dans l'acide nitrique concentré. Pour obtenir cet oxide, on verse 25 parties d'acide nitrique à 22 degrés sur 15 d'étain; on chauffe légèrement; il se forme de l'oxide d'étain, dont une très-petite partie est dissoute dans l'acide quand il est étendu d'eau. Il y a dans cette opération de l'ammoniaque formée par l'hydrogène de l'eau qui se porte sur l'azote de l'acide nitrique; la liqueur contient donc du nitrate d'ammoniaque qu'on peut faire cristalliser après avoir filtré; l'oxide d'étain est blanc, et il contient environ 30 à 32 d'oxigène.

On a pensé que l'oxide d'étain prenoit les caractères d'un acide, et que c'étoit pour cela qu'il ne pouvoit pas rester uni à l'acide nitrique; sa solubilité dans les alcalis seroit encore en faveur de cette opinion, et c'est ainsi que M. *Guyton* conçoit que M. *Klaproth* a réussi à traiter et à analyser les oxides d'étain natifs par la potasse: il regarde cette solution de mine d'étain dans l'eau par l'alcali, comme un stannate ou un stannite de potasse.

M. *Thenard* a annoncé l'existence d'un nitrate ammoniaco d'étain. L'oxide d'étain très-oxidé est insoluble dans l'acide nitrique. Si on traite cet oxide avec de l'ammoniaque et de l'acide nitrique, on obtient une solution d'étain ; et voilà pourquoi en traitant l'étain par l'acide nitrique, et faisant évaporer, on obtient un sel qui contient beaucoup de cet oxide, c'est que la solution de ce métal est favorisée par le nitrate d'ammoniaque formé dans cette solution.

Pelletier a traité l'oxide d'étain préparé par l'acide nitrique, à la dose de trois parties avec deux parties de soufre, dans une cornue de verre, il a obtenu de l'acide sulfureux et de l'or mussif, tandis que l'oxide d'étain moins oxidé, tel que le gris ou la potée, traité avec le soufre, ne lui a donné que du sulfure d'étain.

Trois parties de sulfure d'étain, traitées au feu et jusqu'à siccité par l'acide nitrique, puis chauffées dans une cornue avec deux parties de soufre, donnent également de l'or mussif.

Le même sulfure d'étain mêlé de deux parties de soufre sur trois, et distillé avec l'acide sulfurique concentré, a donné au même chimiste pour produit, de l'acide sulfureux et de l'oxide d'étain hydro-sulfuré et doré.

On peut employer avec avantage l'acide nitrique pour faire l'analyse de l'étain.

A cet effet, on fait bouillir l'étain avee de l'acide nitrique concentré ; alors l'étain se convertit en oxide blanc; on le lave et on le fait sécher. La liqueur surnageante contient du nitrate de plomb et de cuivre qu'on peut séparer par l'acide sulfurique, on pèse ensuite le sulfate de plomb. Ou bien on traitepar l'ammoniaque qui

précipite l'oxide de plomb, et dissout l'oxide de cuivre.

L'acide muriatique dissout l'étain; avec dégagement de gaz hydrogène. On distinguedeux sortes de muriates d'étain; l'un peu oxidé, l'autre très-oxidé. Le premier s'obtient en prenant de l'étain très-divisé. On le fait fondre dans un creuset, et on le projette dans l'eau. Pour cela on le met ensuite dans un matras, avec deux parties d'acide muriatique à 20 degrés.

Ou bien on fait passer un courant de gaz acide muriatique dans de l'eau dans laquelle on a mis de l'étain en feuilles coupées menues, jusqu'à ce que la solution soit entièrement opérée. Dans les manufactures où l'on prépare ce sel en grand, il est probable qu'on mêle une petite quantité d'acide nitrique à l'acide muriatique.

Une portion d'eau se décompose, il se dégage de l'hydrogène contenant de l'étain; ce gaz est fétide, l'acide muriatique se porte sur l'étain oxidé, l'on obtient ensuite un muriate d'étain peu oxidé qui cristallise en prismes à six pans.

Quant à la cause de l'odeur fétide de ce gaz, les opinions sont partagées. M. *Vauquelin* l'explique ainsi: l'étain contient toujours du carbone qui forme alors avec l'hydrogène de l'eau une huile fétide qui surnage en partie la liqueur, et dont une partie se dissout dans le gaz hydrogène.

M. *Stromeyer* attribue cette odeur fétide à un peu d'arsenic qui se trouve dans l'étain.

Le muriate d'étain très-oxidé s'obtient en faisant passer de l'acide muriatique oxigéné dans une solution de muriate d'étain peu oxidé. L'acide muriatique oxigéné perd son

odeur, il est décomposé par l'étain qui s'empare de l'excès d'oxigène. Ce muriate très-oxidé cristallise comme l'autre, et est décomposé par les hydro-sulfures.

Le muriate d'étain cristallise à 60 degrés en hiver, et à 65 l'été, aréomètre de *Mossy*.

Ce sel a une saveur très-âcre; très-soluble dans l'eau, il attire l'humidité de l'air. Il est très-avide d'oxigène, et décompose l'air avec une grande facilité.

Si l'on distille le muriate d'étain dans une cornue, et qu'on y adapte un récipient, on obtient d'abord l'eau de cristallisation, ensuite du muriate sur-oxigéné d'étain, qui se volatilise, et il reste dans la cornue de l'oxide d'étain.

Les alcalis précipitent du muriate d'étain un oxide blanc très-abondant qu'ils redissolvent lorsqu'on les ajoute en excès. Le sulfure hydrogéné d'ammoniaque précipite ce sel en poussière lie de vin, qui devient noire en séchant, et qui par la distillation, donne de l'ammoniaque et de l'or mussif.

Le muriate d'étain en solution fait effervescence avec l'acide nitrique, et en dégage beaucoup de gaz nitreux.

L'acide sulfureux la rend rougeâtre, et il se dépose de l'oxide d'étain sulfuré jaune.

Elle noircit et change en métal l'acide arsenique. Elle fait repasser à l'état métallique les acides molybdique et tungstique, le tungstate de chaux et celui d'ammoniaque.

L'oxide rouge de mercure, le muriate sur-oxigéné de mercure, l'oxide blanc d'antimoine, de zinc et d'argent, lui cèdent aussi leur oxigène, et repassent à l'état métallique.

Si, à une solution de muriate d'étain récente et peu oxidée, on ajoute de la solution d'or, il se fait un précipité

pourpre, qui est connu sous le nom de précipité de *Cassius*; mais la précipitation de l'or n'auroit pas lieu, si, au lieu de muriate d'étain ordinaire, l'on se servoit d'une solution de muriate oxigéné d'étain. Ce précipité n'est autre chose qu'une combinaison d'oxide d'étain et d'or presque réduit.

Si l'on met une lame d'étain dans de l'acide muriatique oxigéné, l'étain se dissout très-promptement. Ce métal absorbe l'oxigène surabondant, et n'opère point la décomposition de l'eau pour s'oxider.

Si on laisse une solution muriatique d'étain en contact avec l'air, on parvient à l'oxigéner.

L'acide nitro-muriatique dissout très-bien l'étain.

On verse dans un matras deux parties d'acide nitro-muriatique et une partie d'étain : il faut avoir soin d'ajouter l'étain peu-à-peu, et faire la solution à froid; et si la chaleur est trop vive, il faut la diminuer en plongeant le mélange dans de l'eau froide. Cette solution est d'un brun rougeâtre; elle forme souvent en quelques instans une gelée tremblante, visqueuse. Si l'on étend cette solution d'environ moitié son poids d'eau, elle devient concrète, et cette gelée est d'une couleur d'opale.

L'étain décompose le muriate sur-oxigéné de mercure; il en résulte une liqueur que l'on a nommée *liqueur fumante de Libavius*.

On fait fondre dans une cuiller de fer cinq parties d'étain; on ajoute une partie de mercure; on triture ce mélange dans un mortier de marbre avec une égale quantité de muriate sur-oxigéné de mercure; on met ce mélange dans une cornue de verre que l'on place sur un bain de sable, et on adapte au col de la cornue un ballon percé d'un petit trou, on chauffe doucement, il passe des vapeurs

extrêmement épaisses, qui se condensent dans le ballon. Après une heure et demie ou deux heures d'un feu très-modéré, on cesse le feu; il ne faut pas que la température s'élève au-dessus de 110 degrés afin que le mercure ne puisse pas se volatiliser; dans cette opération l'oxigène du mercure se porte sur l'étain et l'acide muriatique sur l'étain oxidé; il passe dans le récipient du muriate d'étain très-oxidé et presqu'entièrement privé d'eau. Le mercure, comme on le voit, ne contribue qu'à la division de l'étain.

Ce muriate d'étain, étant très-volatil, se volatilise lorsqu'il est exposé à l'air, alors il condense l'eau de l'atmosphère, avec laquelle il a beaucoup d'affinité, c'est ce qui produit le petit nuage qu'on apperçoit et qui l'a fait nommer *liqueur fumante*. Si l'on y ajoute de l'eau, elle ne fume plus.

M. *Adet* a donné un mémoire sur le muriate d'étain fumant; les observations qu'il y a développées ont appris, 1°. que le muriate fumant d'étain étoit une substance saline formée par la combinaison de l'étain et de l'acide muriatique oxigéné privé d'eau; 2°. qu'en mêlant le muriate fumant d'étain à l'eau, dans les proportions de 7 à 22, on obtenoit une substance saline concrète; 3°. que le muriate d'étain fumant peut, lorsqu'il est étendu d'eau, dissoudre une nouvelle quantité d'étain, sans qu'il y ait dégagement d'hydrogène : c'est donc, d'après ces faits, un muriate sur-oxigéné d'étain.

Le résidu de la liqueur fumante de *Libavius* présente les phénomènes suivans.

La voûte et le col de la cornue sont enduits d'une légère couche blanche et grise, qui contient un peu de liqueur fumante, du muriate d'étain concret, du muriate mercuriel

doux, et du mercure coulant. Le fond du vaisseau offre un amalgame de mercure et d'étain, au-dessus duquel se trouve un *étain corné* d'un gris blanc, solide et compact, qui peut être volatilisé par une chaleur plus forte.

On peut encore préparer ce muriate d'étain en faisant passer un courant de gaz acide muriatique oxigéné dans du muriate d'étain.

Si l'on met dans du gaz acide muriatique oxigéné de la limaille d'étain, l'étain s'enflamme et s'oxide.

Cet acide liquide oxide l'étain, et se dissout sans mouvement et sans effervescence. On peut, suivant les proportions réciproques de ces deux corps, faire du muriate d'étain ou du muriate sur-oxigéné d'étain.

On voit donc qu'il existe deux muriates bien distincts, l'un au *minimum*, et l'autre au *maximum*. Ce dernier diffère encore du premier en ce que l'hydro-sulfure alcalin y forme un précipité jaune, tandis qu'il forme un précipité noirâtre dans celui au *minimum*.

On ne connoît pas encore l'action des acides phosphorique, fluorique, boracique et carbonique sur l'étain.

La potasse et la soude qu'on fait bouillir avec l'étain le dissolvent; l'eau se décompose et il se dégage du gaz hydrogène.

Il en est de même de l'ammoniaque; mais elle dissout l'étain moins rapidement.

Les matières terreuses ne contractent aucune union avec ce métal. Son oxide, qui est très-infusible, ne forme point de verre transparent ni coloré avec les substances capables de se vitrifier; mais, comme il est très-blanc, il peut s'interposer entre les molécules du verre, et le rendre d'un

blanc mat et très-opaque. Cette sorte de fritte vitreuse porte le nom d'*émail.*

La potée d'étain, à cause de son infusibilité, ôte la transparence à tous les verres, et en fait des émaux colorés.

Les sulfates de potasse et de soude sont décomposés par l'étain.

On chauffe dans un creuset parties égales de sulfate de potasse et d'étain ; on obtient une masse fondue verdâtre, qui ne contient plus d'étain : c'est, d'après M. *Fourcroy*, un vrai sulfure d'étain.

L'étain enlève l'oxigène à l'acide sulfurique; le soufre, mis à nu par cette décomposition, se combine avec la potasse, et ce sulfure dissout une portion de l'oxide d'étain.

L'étain fait détonner le nitrate de potasse.

A cet effet, on fait fondre et un peu rougir de l'étain dans un creuset : on projette dessus du nitre en poudre et bien sec; il se fait aussitôt une déflagration, et il s'élève une flamme blanche et brillante. On ajoute une nouvelle quantité de nitre, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de détonnation; on tire le creuset hors du feu, on lessive la masse dans l'eau, on filtre la liqueur; elle contient la potasse du nitrate, qui a dissous une grande partie de l'oxide d'étain.

Le muriate d'ammoniaque est aussi décomposé par l'étain.

On prend de l'étain en grenailles, et du muriate d'ammoniaque réduit en poudre, environ une égale quantité : on introduit le mélange dans une cornue, et on y adapte un récipient et l'appareil pneumato-chimique à mercure; sitôt que la cornue est échauffée, il se dégage de l'ammoniaque caustique à l'état de gaz, mêlé de gaz hydrogène.

Le résidu de cette décomposition est un muriate d'étain solide, décomposable par l'eau, et semblable à celui que l'on forme avec le muriate oxigéné de mercure.

C'est en décomposant le muriate d'ammoniaque par l'étain, et en ajoutant du soufre au résidu de cette décomposition, que l'on prépare l'or mussif.

On connoît divers procédés pour prépare l'or mussif appelé, par M. *Fourcroy*, oxide d'étain sulfuré.

1°. On prend six parties d'oxide d'étain, que l'on mêle avec quatre parties de soufre ; on met le mélange dans un creuset évasé, jusqu'au tiers de sa hauteur ; on introduit ensuite dans le creuset un couvercle en terre échancré en plusieurs endroits. Ce couvercle doit entrer dans le creuset de manière qu'il se trouve à deux centimètres au-dessus de la matière ; on recouvre ensuite le creuset d'un deuxième couvercle; et on l'y lute avec un peu d'argile détrempée : le creuset ainsi disposé, on le met dans un creuset plus grand, dans lequel on met du sable. Par ce moyen, le creuset contenant le mélange nécessaire pour l'or mussif, se trouve dans un bain de sable ; alors, on place cet appareil immédiatement sur la grille d'un fourneau ordinaire, et on le chauffe ensuite avec précaution. En général, pour avoir de bel or mussif, il faut qu'il soit préparé à une chaleur très-douce et longtems continuée : le degré de feu nécessaire pour sublimer le muriate d'ammoniaque, est celui qu'il faut maintenir pendant que l'on fait cettte opération, qui exige ordinairement huit à dix heures, il n'y a pas même d'inconvénient à continuer le feu plus longtems, pourvu toutefois qu'on ne le pousse pas au-delà du degré indiqué : à ce degré de feu l'or mussif n'est pas décomposé.

Il est avantageux d'ajouter une petite quantité d'eau dans les mélanges : l'opération n'en réussit que mieux.

2°. On forme un amalgame de 50 parties d'étain et autant de mercure; pour cet effet, on fait chauffer un mortier de cuivre, on y met le mercure, et lorsqu'il a acquis un certain degré de chaleur, on verse dessus l'étain fondu : on agite et on triture cet amalgame jusqu'à ce qu'il soit froid, alors on prend huit parties de cet amalgame qu'on mêle exactement avec six parties de soufre et quatre de muriate d'ammoniaque. On met ce mélange dans une cornue ; on place la cornue sur un bain de sable qu'on chauffe à un feu doux. On entretient le feu pendant trois heures.

L'eau de cristallisation du muriate d'ammoniaque est décomposée par deux affinités, celle de l'oxigène pour l'étain, et celle de l'hydrogène pour le soufre; l'oxide d'étain formé se partage en deux parties, l'une en grande quantité s'unit au soufre et forme l'oxide d'étain sulfuré, ou or mussif qui reste dans le fond du matras, l'autre partie en petite quantité, décompose le muriate d'ammoniaque formé du muriate d'étain qui se dégage en vapeurs, tandis que l'ammoniaque libre se combine avec de l'hydrogène sulfuré; il se dégage de l'hydro-sulfure d'ammoniaque, qui rencontrant du muriate d'étain, décompose et précipite un sulfure hydrogéné d'oxide d'étain qui se dépose contre les parois supérieures du matras, c'est encore de l'or mussif.

Cet or mussif a l'apparence de l'or; il est en lames minces; il se décompose à un grand feu et passe à l'état de sulfure d'étain, en dégageant de l'acide sulfureux. L'oxide d'étain sulfuré contient 60 d'étain et 40 d'oxide de soufre; tandis

que le sulfure détain ne contient que 20 de soufre et 80 d'étain.

Il paroît y avoir deux espèces d'or mussif; l'un seroit un sulfure d'étain oxidé, l'autre un sulfure hydrogéné d'étain oxidé, celui qui est sublimé paroît être dans le dernier cas. On peut encore faire un sulfure hydrogéné d'étain oxidé, en précipitant directement une solution de muriate d'étain très-oxidé par un hydro-sulfure; c'est de l'or mussif qui se précipite.

Pelletier avoit observé que, dans cette opération, il se dégageoit du gaz hydrogène sulfuré, du sulfure d'ammoniaque, du muriate d'étain; que l'étain oxidé et uni au soufre constituoit l'or mussif; qu'une portion de cette combinaison, formée par les matières en vapeurs, se déposoit en cristaux lamelleux hexangulaires à la voûte et dans le col de la cornue; que l'or mussif n'étoit point volatil par lui-même; qu'à un grand feu, il se décomposoit, donnoit de l'acide sulfureux, et repassoit à l'état de sulfure d'étain; que l'on pouvoit fabriquer ce produit en chauffant le sulfure d'étain avec parties égales de soufre et de sel ammoniac; qu'on l'obtenoit encore avec parties égales de sulfure d'étain et de muriate sur-oxigéné de mercure chauffé; que ce composé contenoit 0.60 d'oxide d'étain et 0.40 de soufre, tandis que dans le sulfure d'étain il n'y avoit que 0.20 de soufre uni à 0.80 d'étain métallique; que, chauffé avec du charbon, l'oxide d'étain sulfuré se décomposoit, donnoit du gaz acide carbonique avec du gaz hydrogène sulfuré, et qu'il se réduisoit à l'état de sulfure d'étain, en perdant ainsi du soufre et de l'oxigène.

Cette préparation est usitée pour donner une belle cou-

leur au bronze, et pour exciter les effets de la machine électrique, en en frottant les coussinets.

Le muriate sur-oxigéné de potasse brûle, enflamme et oxide fortement l'étain. On obtient aussi par le choc une détonation.

L'étain décompose un grand nombre de sels et de solutions métalliques.

Il est d'un usage étendu dans les arts, à l'état de métal, d'alliage, d'oxide, etc.; on s'en sert aussi pour donner aux glaces ce que l'on nomme le *tain*, c'est-à-dire, pour fixer sur une de leurs faces un amalgame d'étain et de mercure. On étend sur une grande table de pierre, mobile et à rebord, des feuilles d'étain laminé; on les recouvre d'une couche de mercure de quelques centimètres d'épaisseur. On glisse la glace qu'on veut mettre au tain sur ce bain de mercure, et on fait écouler le mercure surabondant, en redressant la table de pierre. La feuille d'étain amalgamé s'applique exactement et solidement sur la glace.

Les solutions d'étain sont d'un grand usage dans l'art de la teinture : elles avivent les couleurs pourpres tirées du règne animal, soit des coquilles qui fournissoient cette couleur aux anciens, soit de la cochenille, qui la donne bien plus facilement aux modernes. On croit même, dit M. *Brongniart*, que les Phéniciens, qui connoissoient l'action de ce métal, faisoient bouillir leur teinture pourpre dans des vases d'étain.

On l'applique, par la fusion, à la surface du cuivre et du fer. *Voyez* les articles *Cuivre* et *Fer*.

CHAPITRE XXI.

Du Plomb.

Les mines de plomb se trouvent en rognons, en filons, dans les montagnes primitives, tertiaires, dans les terreins modernes, dans des roches de tout âge et de toute espèce; ses gangues ordinaires sont le quartz, le spath pesant, les spaths calcaire, fluor, les argiles, les schistes, etc.; souvent aussi accompagné de sulfure de fer, de zinc, de calcédoine et même de jaspe.

Le plomb se trouve encore à l'état de sulfure, de phosphate, d'arsenite, de molybdate, de chrômate, connu autrefois sous le nom de *plomb rouge de Sibérie*; enfin, à l'état de carbonate.

Les espèces décrites par M. *Haüy* sont :

Première; *Plomb natif*, *une variété.*

M. *Rathké*, savant danois, a trouvé dans les laves de l'île de Madère, une assez grande quantité de plomb natif.

Deuxième; *Plomb sulfuré*, *vulgairement galène*, *treize variétés.*

Alliages : *Plomb sulfuré* argentifère - antimonifère, ferrifère.

On trouve le plomb sulfuré en une multitude d'en-

droits ; et c'est une des mines les plus communes qu'il y ait en Europe.

Troisième ; *Plomb arsenié*, *trois variétés.*

Quatrième ; *Plomb chrômaté*, *trois variétés.*

Cinquième ; *Plomb carbonaté*, *douze variétés.*

Le plomb carbonaté accompagne assez souvent le plomb sulfuré, comme à Huelgoët, et quelquefois le cuivre carbonaté vert ou bleu.

Il y a aussi un plomb carbonaté terreux, quelquefois disséminé dans l'intérieur de diverses matières terreuses, auxquelles on a donné improprement les noms de *minium* natif, de *massicot natif*, et de *céruse native.*

Sixième ; *Plomb phosphaté*, *six variétés.*

On trouve du plomb phosphaté en cristaux jaunâtres, rougeâtres, ou d'un gris cendré, et en aiguilles d'un gris brun, à Huelgoët, en Bretagne ; en cristaux ou en aiguilles d'une couleur verte, à la Croix, dans la ci-devant Lorraine ; près de Fribourg en Brisgaw ; dans les mines du Hartz, etc.

Il y a encore le plomb phosphaté arsenié et le plomb noir, appelé *mine de plomb.*

Septième ; *Plomb molybdaté*, *sept variétés.*

Le plomb molybdaté se trouve à Bleyberg, en Carinthie, où il a pour gangue une chaux carbonatée compacte.

Huitième ; *Plomb sulfaté, six variétés.*

Le plomb sulfaté se trouve dans l'île d'Anglesey, où il occupe les cavités d'une ocre ferrugineuse d'un brun noirâtre, située au-dessus d'une mine de cuivre pyriteux. Il y en a aussi près de Strontian, en Ecosse.

Neuvième ; *Le Plomb oxidé, tel que le massicot, la céruse et minium natif.*

Dixième ; *Le plomb noir.*

Onzième ; *Le plomb arsenié.*

Douzième, enfin ; *La mine de plomb de Johann-Georgenstadt.*

M. *Laugier* a démontré que cette mine n'étoit qu'un mélange d'arseniate et de phosphate de plomb.

On a aussi trouvé un minérai de plomb sur-oxigéné, dont M. *Vauquelin* a fait l'analyse. Il l'a trouvé composé d'arsenic oxidé, 58 ; plomb oxidé, 22 ; fer oxidé, 39.

D'après les phénomènes qu'a présentés cette mine avec l'acide muriatique, M. *Vauquelin* pense qu'il est très-vraisemblable que le plomb y est à l'état d'oxide brun ou sur-oxigéné ; car les oxides de fer et d'arsenic ne donnent point une aussi grande quantité d'acide muriatique oxigéné.

Le plomb sulfuré est le seul que l'on exploite comme minérai de plomb proprement dit. On sait qu'il contient presque toujours de l'argent.

On grille le sulfure de plomb de deux manières : 1°. sous des hangards, entre trois petites murailles. Comme l'air nécessaire au grillage ne pourroit pas circuler au travers de cette poudre compacte, on est obligé de mouler le schlich en petites mottes, en le mêlant avec un peu d'argile humide. On le grille ainsi une ou deux fois. 2°. Dans des fourneaux à réverbère. On obtient immédiatement, par cette dernière méthode et par un feu ménagé, une certaine quantité de plomb métallique.

Le plomb grillé par l'un ou par l'autre procédé, est en état d'être fondu dans un fourneau appelé *courbe* ou *à manche* : on se contente de jetter ce métal dans le fourneau ; on ne le mêle ordinairement avec aucun fondant ; quelquefois cependant on y ajoute des scories de fer et des scories des fontes précédentes. La houille carbonisée ou le charbon de bois mêlés avec le minérai, suffisent pour revivifier le plomb oxidé qui coule dans le bassin d'avant-foyer, et ensuite dans celui de percée.

Le plomb obtenu par cette première fusion, porte le nom de *plomb-d'œuvre*. Il est assez pur ; mais il contient souvent de l'argent, qu'il est important d'en séparer. L'opération qui a pour objet cette séparation, se nomme *affinage*. (Voyez *Brongniart*.)

Le plomb a peu de dureté, encore moins d'élasticité : c'est le plus doux des métaux ; il a une odeur particulière qui se développe par le frottement, ce qui est dû à un commencement d'oxidation : cet effet peut être aussi appliqué à sa saveur : la mollesse du plomb fait qu'il n'a pas de son. Sa cohésion est rendue sensible par l'adhésion, au moyen du contact de ses surfaces récemment coupées ; c'est même le seul métal qu'on puisse mettre parfaitement

en contact : en coupant une balle de plomb en deux, et rapprochant les parties, on connoîtra son adhésion. Sa pesanteur spécifique est de 11.352.

Le plomb s'étend facilement sous le marteau, et se réduit en lames et en feuilles. Quand on veut l'obtenir en grenailles, on le fait fondre, et on le broie dans un mortier de fer. Il n'est pas assez tenace pour passer à la filière.

Exposé au feu, le plomb entre en fusion à un degré de chaleur très-modéré. Lorsqu'il n'a que le degré de chaleur capable de le tenir en fusion, il est si peu chaud, qu'il ne peut roussir une plume ou du papier.

Si, lorsqu'il a été fondu, on le laisse refroidir très-lentement, il se recouvre d'une légère poussière grise à sa surface; et si l'on décante la portion fondue de celle qui est devenue solide, on l'obtient cristallisé en pyramides quadrangulaires. A une chaleur violente il se volatilise en grande quantité.

Pour obtenir l'oxide de plomb, on met dans une cuiller de fer la quantité que l'on veut de ce métal : on place la cuiller sur le feu; aussitôt que le plomb est fondu, il s'oxide à sa surface, sous la forme d'une poussière grise, que l'on réduit par l'agitation en un oxide d'un gris verdâtre, tirant un peu sur le jaune. On peut, en continuant la calcination, convertir tout le plomb en oxide semblable. Cette poudre grise est un oxide de plomb au *minimum*. M. *Proust*, et quelque tems après M. *Thomson*, ont prétendu qu'elle étoit composée d'oxide jaune et de plomb métallique.

Si l'on fait calciner cette poudre grise de plomb à un feu capable de la faire rougir, elle acquiert d'abord une

couleur jaune sale ; c'est ce qu'on nomme *massicot ordinaire.* En continuant la calcination plus longtems, cet oxide prend une couleur jaune assez foncée : en cet état on le nomme *massicot jaune.* Cet oxide jaune contient, d'après *Thomson*, 9 centièmes et demi d'oxigène.

Si l'on fait calciner cet oxide jaune à un feu de réverbère, qui ne soit pas en état de le fondre, il augmente toujours en couleur, et il acquiert enfin une belle couleur rouge : c'est ce que l'on nomme *minium.*

Voilà donc déja trois degrés différens d'oxidation que le plomb est susceptible d'affecter ; l'oxide gris, jaune et rouge.

Dans les arts on fabrique l'oxide rouge de plomb, en disposant le plomb dans une espèce de four qui ressemble à ceux des boulangers ; on y met le feu par les côtés, de manière que la flamme vient se rabattre sur le plomb ; celui-ci se couvre d'une pellicule grise qu'on enlève, et on répète cela jusqu'à ce que le plomb soit converti en oxide gris ; en augmentant le feu on le fait passer à l'état d'oxide jaune. On le fait tomber alors sur un pavé uni, et on y fait tomber assez d'eau pour l'imbiber et le refroidir. On le broie ensuite dans l'eau avec des meules, on le réduit aussi en poudre très-fine. On le met dans des cases que l'on porte dans un four plat, et fait à-peu-près comme le premier. On agite continuellement, et au bout de 40 heures il passe à l'état d'oxide rouge, ou *minium.* Aussitôt qu'on s'apperçoit qu'il ait acquis cette couleur rouge, on ferme promptement toutes les ouvertures du four, et on le laisse refroidir lentement.

Pour avoir un *minium* d'une grande beauté tel qu'on l'exige pour les verreries où l'on fabrique le beau cristal, il

est essentiel que le plomb qu'on emploie ne contienne ni étain ni cuivre.

L'oxide rouge de plomb contient, d'après *Thomson*, 0,12 d'oxigène.

M. *Pécard* fils, à Tours, d'après les conseils de M. *Chaptal*, ſabrique aujourd'hui le *minium* qui ne paroît pas différer du meilleur *minium* d'Angleterre.

En exposant cet oxide rouge à un ſeu plus violent et capable de lui donner une demi-vitrification, ses parties s'agglutinent en petites écailles minces, qui conservent toujours leur couleur rouge, mais moins vive : cet oxide prend alors le nom de *litharge d'or*, et celui de *litharge d'argent*, lorsqu'il est plus pâle.

Quand on veut se procurer cette matière, on ne la prépare pas exprès. Toute celle qui est dans le commerce est tirée des travaux en grand qu'on fait sur l'or et sur l'argent pour les purifier.

La ſabrication de la litharge se ſait dans les fonderies des mines de plomb pour en séparer l'argent par la coupellation.

On fait ſondre le plomb dans des fourneaux de coupellation dont le dôme est mobile, et qu'on enlève à volonté à l'aide d'une grue. La flamme qui s'élève du foyer, est versée dans le fourneau qu'elle traverse pour gagner la cheminée qui est vis-à-vis; deux gros soufflets dirigent sans cesse un courant d'air rapide sur le plomb en fusion pour faciliter l'oxidation. A mesure qu'il se forme une couche à la surſace on l'enlève, et on la fait tomber sur le sol. Peu-à-peu tout le plomb se convertit en litharge, tandis que l'argent conserve son état métallique, et finit par rester seul au milieu de la coupelle.

Presque toute la litharge qu'on trouve dans le commerce,

contient 0,4 d'acide carbonique, d'après *Thomson*. Le plomb s'y trouve à l'état d'oxide jaune. Ce chimiste dit aussi avoir retiré de la litharge 0,3 d'oxide d'antimoine.

Si l'on expose l'oxide rouge, au feu dans un creuset, il entre en fusion, mais beaucoup plus difficilement que le plomb, et se transforme en verre; mais ce verre a tant d'action sur les substances terreuses, qu'il pénètre les creusets, passe facilement au travers, et les fait entrer en fusion.

Tous les oxides de plomb se réduisent avec facilité.

On prend la quantité que l'on veut d'oxide de plomb; on le mêle avec du suif, du charbon, ou toute autre matière combustible; l'on fait chauffer et rougir le mélange dans un creuset, on trouve au fond un culot de métal.

On peut encore faire cette réduction sur un charbon au chalumeau.

Le gaz hydrogène colore la surface du plomb, et lui donne les nuances de l'iris; il revivifie même les oxides de plomb.

Si l'on met de l'oxide de plomb rouge en contact avec ce gaz, il devient noir et plombé.

Avec le soufre, on obtient un vrai sulfure.

Pour faire le sulfure de plomb, on peut faire fondre 100 parties de plomb et projetter peu-à-peu 40 parties de soufre; mais alors il arrive que le sulfure de plomb qui est moins fusible, forme une croûte à la surface et empêche la seconde portion de soufre de se combiner avec le reste du plomb.

C'est pourquoi il vaut mieux mettre le soufre et le plomb par couches en observant de mettre la plus grande partie du soufre dans le fond, et terminant par une couche

de plomb. En poussant au rouge, on obtient un culot qui est du sulfure de plomb qui a absolument les mêmes propriétés que la *galène.*

Le plomb se combine avec le phosphore.

On fait fondre dans un creuset un mélange de parties égales de plomb limé, de verre phosphorique et d'un huitième de charbon; on obtient un culot qui paroît peu différent du plomb : il est malléable, se coupant facilement avec le couteau; mais il perd son brillant plus promptement que le plomb; et lorsqu'on en fond au chalumeau sur un charbon, l'on voit que le phosphore brûle et quitte le plomb.

On ne connoît pas les alliages du plomb avec le tungstène, le molybdène, le chrôme, le titane, l'urane, le nickel, le cobalt, le manganèse.

Avec le bismuth on obtient un alliage.

Parties égales de plomb et de bismuth donnent un métal plus dur que le plomb, très-ductile, s'applatissant sous le marteau sans se gercer, mais se cassant facilement dans l'étau, et ayant le grain très-fin, très-serré, de couleur d'acier.

Avec l'antimoine, on obtient un alliage cassant à petites facettes brillantes, qui imitent le tissu et la couleur du fer ou de l'acier, suivant les proportions du mélange, et qui est d'une pesanteur spécifique plus considérable que les deux substances métalliques qui le composent, prises séparément.

C'est l'alliage de ces deux métaux, qui forme les caractères d'imprimerie; d'après M. *Chaptal* les meilleures proportions sont 80 parties de plomb, sur 20 d'antimoine.

Le plomb s'unit très-bien au mercure ; il résulte de ce mélange un amalgame.

On le fait en versant du mercure chaud dans du plomb fondu ; il est blanc et brillant, et acquiert de la solidité au bout d'un certain tems.

Avec le zinc, le plomb s'unit, mais cet alliage ne présente aucun intérêt.

L'alliage du plomb avec l'étain est très-usité dans les arts.

La soudure des plombiers se fait avec deux parties de plomb et une d'étain.

Cet alliage est plus fusible qu'aucun des deux métaux qui le constituent.

On peut faire un alliage de plomb et d'étain en prenant 15 parties de plomb et 50 d'étain. On met l'étain et le plomb dans un creuset et on chauffe, en agitant, l'alliage se forme. Il y a de certaines proportions d'étain et de plomb qui donnent un alliage qui a la propriété de brûler avec beaucoup de vivacité, lorsqu'il est porté jusqu'au rouge.

L'alliage de *Darcet* se fait avec huit parties de bismuth, cinq de plomb et trois d'étain. Cet alliage est si fusible qu'il ne faut que 75 degrés de Réaumur pour le fondre.

Pour l'analyser, on le casse en petits morceaux et on jette dessus peu-à-peu de l'acide nitrique à 30 degrés qui se décompose ; le gaz nitreux se dégage et il se précipite de l'oxide d'étain, il se forme du nitrate de bismuth et du nitrate de plomb qui restent dans la liqueur ; quand il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses, on filtre et il reste sur le filtre l'oxide d'étain ; on le lave à plusieurs fois avec de l'acide nitrique étendu d'eau, on le fait dessécher et on le pèse. On fait évaporer presqu'à consistance sirupeuse, et on jette dans la liqueur de l'eau pure qui précipite de l'oxide

de bismuth blanc; on filtre une seconde fois, on peut ensuite précipiter l'oxide de plomb au moyen de l'acide sulfurique qui fait un sulfate de plomb; de cette manière, on obtient les métaux à l'état d'oxide, ou de sel. On sait que le sulfate de plomb contient sur 100 parties 70 de plomb, que l'oxide de bismuth contient 80 à 85 de bismuth, et l'oxide d'étain 70 à 72 d'étain.

Le plomb et l'étain fondus ensemble s'oxident réciproquement. En faisant fondre quatre parties de plomb et une d'étain, on obtient un alliage qui a beaucoup d'affinité pour l'oxigène, et quand il est poussé au petit rouge, en soufflant dessus il s'allume avec beaucoup de force et brûle très-vivement: cela forme un oxide. Ces deux oxides mêlés ensemble, sont la base des différens émaux, et de la couverte de la faïence.

On fait ordinairement calciner dans des fours cent parties de plomb et trente d'étain; on mêle ensuite ces oxides avec cent parties de sable et vingt de potasse; on fond ce mélange, et l'on obtient un verre blanc laiteux, opaque, que l'on nomme *émail blanc.*

L'eau pure n'altère pas le plomb.

Si l'on agite du plomb en grenailles dans un peu d'eau avec le contact de l'air, le métal s'oxide promptement: bientôt cet effet se complique.

Le plomb oxidé absorde l'acide carbonique atmosphérique: il se forme du carbonate de plomb qui se dissout même dans l'eau, comme on le prouve en versant des hydro-sulfures dans cette eau, qui prend une couleur noire. Cela prouve que les canaux, et sur-tout les réservoirs de plomb où l'eau séjourne, sont très-dangereux dans les usages de la vie.

La plupart des acides attaquent le plomb. Pour que l'acide sulfurique agisse sur lui, il faut qu'il soit conecntré et bouillant; il se dégage du gaz acide sulfureux. Si on lave le mélange qui reste au fond de la cornue, avec de l'eau distillée, on enlève l'excès d'acide sulfurique, et il reste une poudre blanche qui est du sulfate de plomb.

L'acide sulfurique se combine beaucoup mieux avec l'oxide de plomb. Si l'on verse cet acide dans une solution de plomb, on obtient un sulfate qui se précipite.

Le sulfate de plomb est décomposé par le charbon; il passe à l'état de sulfure, comme les sulfates alcalins et terreux; il est insoluble dans l'eau, et très-peu dans un excès d'acide.

On le décompose aussi par les alcalis; pour obtenir une décomposition exacte, il faut faire bouillir les alcalis caustiques avec le sulfate.

L'acide muriatique qu'on fait bouillir avec le sulfate de plomb, le décompose; c'est une circonstance assez remarquable à laquelle il faut prendre garde dans l'analyse des minéraux.

L'acide nitrique dissout facilement le plomb.

On verse dans un matras deux parties d'acide nitrique foible sur une de plomb réduit en limaille : on place le matras sur un bain de sable chaud, l'acide nitrique dissout le plomb.

Lorsque la dissolution est faite, on filtre la liqueur et on la fait évaporer; elle donne par le refroidissement des prismes octaèdres, qui sont toujours opaques et très-pesans.

Ce sel fuse sur les charbons, et décrépite au feu; il s'y décompose et perd son eau de cristallisation; il se dégage

ensuite du gaz oxigène, et il reste dans la cornue un oxide jaune de plomb.

Les alcalis le décomposent aussi; ils en séparent le plomb à l'état d'oxide.

L'hydrogène sulfuré, et les hydro-sulfures alcalins décomposent le nitrate de plomb; on obtient un précipité noir.

L'acide muriatique opère la même décomposition.

L'acide sulfurique le décompose aussi : si l'on verse de cet acide dans une solution de nitrate de plomb, on obtient un sulfate de plomb insoluble.

L'acide sulfureux précipite la solution de plomb en sulfite.

On peut encore obtenir le nitrate de plomb, en suivant un autre procédé.

On fait chauffer 80 parties d'acide nitrique à 25 degrés, sur 50 d'oxide rouge de plomb; l'oxide se partage en deux parties, l'une cède son oxigène et le fait passer à l'état d'oxide brun qui est insoluble dans l'acide nitrique. L'oxide de plomb moins oxidé à l'état jaune, se dissout dans l'acide nitrique, et forme un nitrate de plomb; on filtre, il reste dessus le filtre une poussière brune, qui est l'oxide brun de plomb; on fait évaporer la liqueur jusqu'à légère pellicule, et on obtient par refroidissement, de beaux octaèdres de nitrate de plomb. Ce sel a une saveur sucrée d'abord; suivie d'une saveur métallique : il est décomposé par le feu et donne le *minium* (oxide rouge de plomb).

Le nitrate de plomb séché sur le papier joseph, contient, d'après M. *Thomson*, 0,66 d'oxide jaune, et 0,34 d'acide nitrique et d'eau.

Avant les travaux de MM. *Proust*, *Vauquelin*, *The-*

nard et *Thomson*, on ignoroit l'action de l'acide nitrique sur les divers oxides de plomb, ainsi que leurs différens états d'oxidation.

M. *Vauquelin* a décrit deux procédés pour préparer l'oxide brun de plomb. L'acide nitrique à 26 ou 30 degrés, jetté sur de l'oxide rouge de plomb, s'échauffe, blanchit cet oxide, le dissout en grande partie, mais en sépare une poudre noire insoluble, pesant les 0,15 ou le septième de l'oxide employé; on étend la solution de beaucoup d'eau, et on lave bien cette poudre. Les $\frac{6}{7}$ de l'oxide dissous, perdent une partie de leur oxigène qui se porte sur le septième qui n'est pas dissous, lequel se colore en brun foncé. Si cela n'arrivoit pas, l'acide nitrique ne dissoudroit pas l'oxide rouge, ou il faudroit qu'il en dégageât avant une portion de son oxigène; et c'est ce qui arrive, en effet, lorsqu'on chauffe l'acide sur cet oxide, il fournit, dans ce cas, du gaz oxigène (comme l'avoit reconnu, il y a longtems M. *Priestley*).

Une preuve que l'oxide jaune de plomb contient moins d'oxigène que le rouge, c'est que la litharge se dissout dans l'acide nitrique sans former d'oxide brun. C'est aussi ce qui fait que la litharge s'unit à l'acide carbonique tandis que l'oxide rouge ne s'y unit pas.

On prépare l'oxide brun, en faisant passer sur un oxide de plomb rouge, délayé dans l'eau, du gaz acide muriatique oxigéné, jusqu'à ce qu'il cesse d'en absorber. Il se passe ici deux effets simultanés : l'oxigène de l'acide se porte sur une partie de l'oxide; tandis que l'acide désoxigéné s'unit à l'autre portion de l'oxide. On obtient ainsi avec cent parties d'oxide rouge 68 parties d'oxide brun qui se précipite en étendant de beaucoup d'eau.

L'oxide de plomb brun ainsi préparé, montre des propriétés qui le distinguent.

Sa couleur est brune foncée, puce, et en même tems son aspect brillant est velouté. A la flamme du chalumeau il jaunit et se fond ; sur le charbon allumé, il se réduit en bouillonnant ; chauffé dans une cornue, il donne du gaz oxigène très-pur, et se réduit en verre de plomb, jaune verdâtre. En le distillant avec l'acide sulfurique, il fournit aussi du gaz oxigène, et se comporte dans ces deux expériences comme l'oxide noir de manganèse, avec lequel il a quelqu'analogie.

L'oxide de plomb brun est inattaquable par l'acide nitrique, à moins qu'on ne prenne cet acide surchargé de gaz nitreux et qu'on ne le fasse chauffer sur l'oxide : dans ce cas, le gaz nitreux lui enlève une portion de son oxigène, et l'acide le dissout. L'addition d'un corps hydro-carboné très-combustible, comme le sucre, le miel, etc., le rend aussi facilement soluble par l'acide nitrique : c'est encore une analogie qu'il présente avec l'oxide de manganèse.

L'acide muriatique versé sur l'oxide de plomb brun, produit, sur-tout à l'aide de la chaleur, une effervescence vive, passe en partie à l'état d'acide muriatique oxigéné, tandis que l'autre partie de cet acide s'unit à l'oxide de plomb désoxidé. Cet effet a lieu jusqu'à ce que le muriate de plomb soit saturé d'acide muriatique. En le combinant avec les acides végétaux, on voit cet oxide en détruire une partie, et l'on est obligé d'employer beaucoup de ces acides pour en opérer la combinaison avec le plomb.

L'oxide brun de plomb décompose rapidement l'am-

moniaque, à l'aide de la chaleur; une partie de son oxigène se porte sur l'hydrogène de l'ammoniaque et forme de l'eau; une autre partie se combine avec l'azote, et forme de l'acide nitrique, de sorte qu'après cette action on trouve du nitrate d'ammoniaque dans la liqueur. Lorsqu'on broie cet oxide avec du soufre, celui-ci s'enflamme très-promptement, ce que ne fait aucun autre oxide de plomb. Il y a une lumière très-vive dans cette combustion, quoiqu'elle ne soit susceptible d'aucune détonnation, même par la plus forte pression et le choc le plus rapide. Le charbon cependant ne s'enflamme point par l'oxide brun, il arrête même l'inflammation du soufre. Il reste, après la combustion de ce dernier par l'oxide brun, un sulfure noir bleuâtre, semblable à la galène. C'est sans doute à cette attraction du plomb pour le soufre, qu'est due son inflammation par l'oxide suroxigéné de plomb.

On unit facilement cet oxide brun avec de l'huile d'olive, qu'il convertit en une espèce d'emplâtre d'un brun clair très-solide : pendant qu'on fait cet emplâtre, il s'en sépare un sel sucré, soluble et cristallisable. Cette espèce d'emplâtre pourroit avoir quelques vertus, si c'est à l'oxigène que beaucoup de préparations emplastiques ou onguentassées doivent leurs propriétés. Il y a lieu de croire que dans quelques cas, et notamment dans les vieux ulcères, cet emplâtre sera préférable même à la graisse ou pommade oxigénée, lorsque le contact du plomb ne sera point contr'indiqué.

L'oxide pur contient, d'après MM. *Proust* et *Thomson*, 0,20 à 21 d'oxigène.

Si l'on fait bouillir le nitrate de plomb avec la

litharge, il se forme une poudre blanche peu soluble dans l'eau, qui est un nitrate avec excès d'oxide.

Le nitrate de plomb qu'on a fait bouillir avec une lame de plomb, passe à un état inférieur d'oxidation : la solution dépose, par le refroidissement de petites écailles cristallisées d'un jaune clair.

L'acide muriatique pur, quoiqu'aidé de la chaleur, ne se sature pas complettement de plomb ; pour obtenir ce muriate, on verse dans une solution nitrique de plomb de l'acide muriatique : le précipité qui en résulte, étoit appelé *plomb corné.* Si l'on dissout ce sel dans l'eau, on peut obtenir par évaporation et refroidissement des cristaux sous la forme de petites aiguilles fines.

On peut aussi préparer ce sel en faisant bouillir de la litharge avec de l'acide muriatique, on décante ensuite la liqueur encore bouillante, et l'on obtient par le refroidissement de petits cristaux aiguillés.

Ce sel a une saveur douce, il se fond au feu assez facilement, et en le laissant refroidir, il prend l'apparence d'une corne ; il peut alors être coupé et s'applatir ; c'est ce qui lui avoit fait donner le nom de *plomb corné.*

Ce sel se dissout dans 40 fois son poids d'eau.

La chaux et les alcalis le décomposent.

L'acide sulfurique précipite cette solution en sulfate de plomb insoluble.

M. *Thenard* a reconnu l'existence d'un muriate ammoniaco de plomb. On peut le faire en versant dans du muriate de plomb, du muriate d'ammoniaque.

Le plomb ne se dissout que très-lentement dans l'acide phosphorique. Pour préparer du phosphate de plomb, on précipite le nitrate de plomb par un phos-

phate alcalin. Ce phosphate est soluble par un excès d'acide phosphorique, il est fusible et décomposé par le charbon qui le change en phosphore et en plomb, et il passe de l'acide carbonique. Il est aussi décomposé par les acides sulfurique, nitrique et muriatique.

L'acide boracique n'attaque pas le plomb; mais on peut former un borate en décomposant le nitrate de plomb par un borate alcalin; on peut l'obtenir aussi avec ses oxides et l'acide boracique.

L'acide fluorique attaque un peu le plômb, mais l'effet est bien plus marqué sur les oxides.

L'acide carbonique s'unit aussi à l'oxide de plomb. Le carbonate de plomb se prépare en versant dans une solution filtrée de carbonate de potasse, de l'acétate de plomb; il se forme un acétate de potasse et un carbonate de plomb, d'un gris blanc. Ce carbonate est soluble dans un excès d'acide carbonique. On opère cette même solution en chargeant de l'eau d'acide carbonique, et en la laissant ensuite séjourner sur de l'oxide de plomb. Cette eau se trouble bientôt et se noircit par le contact de l'hydro-sulfure. On ne connoît pas encore exactement toutes ses combinaisons.

Dans son état d'oxide, le plomb s'unit à la silice.

Si on en ajoute au verre, il n'altère point sa transparence, mais il lui donne plus de pesanteur, et sur-tout une sorte d'onctuosité qui le rend susceptible d'être taillé et poli plus aisément sans le briser. Ce verre est très-propre à faire des lunettes acromatiques; les Anglais le nomment *flint-glass*. *Voyez* verre de plomb.

Le plomb peut être oxidé par le nitrate de potasse.

On fait fondre du plomb dans un creuset, et lorsqu'il

commence à rougir, on projette du nitrate de potasse en poudre, il n'y a pas de détonnation sensible. Le plomb est à l'état d'oxide en petits feuillets jaunâtres, semblable à l'oxide de plomb demi-vitreux. On laisse refroidir le creuset, on lave la matière, et on obtient l'oxide.

A l'aide du calorique, l'oxide de plomb décompose le muriate d'ammoniaque.

A cet effet, on réduit en poudre deux parties de muriate d'ammoniaque, on mêle avec deux ou trois parties d'oxide rouge de plomb; on met ce mélange dans une cornue de grès, on la place dans un fourneau de réverbère, on adapte au col de la cornue un ballon, duquel part un tube qui va plonger dans un flacon à tubulures, dans lequel on met environ autant d'eau que l'on a employé de muriate d'ammoniaque; on lute et l'on procède à la distillation par un feu gradué que l'on augmente sur la fin jusqu'à faire rougir la cornue. Il passe de l'ammoniaque très-pure et très-caustique; lorsqu'il ne passe plus d'ammoniaque, l'opération est finie.

La masse qui reste dans la cornue, après la décomposition du muriate d'ammoniaque, est du muriate de plomb qui se fond à une chaleur médiocre, en plomb corné, et que l'on peut dissoudre en totalité dans l'eau.

L'oxide de plomb rouge agit même à froid sur le muriate d'ammoniaque, car aussitôt que le mélange est fait, l'ammoniaque se dégage.

L'oxide de plomb demi-vitreux décompose le muriate de soude. *Voyez* muriate de soude.

Si l'on mêle de l'oxide de plomb gris avec du muriate sur-oxigéné de potasse, on obtiendra une détonnation par le choc.

Les usages de ce métal sont très-multipliés dans les arts. Le plomb sulfuré est employé sous le nom d'*alquifoux* par les potiers de terre, qui en saupoudrent leur poterie grossière.

On prépare diverses substances employées en médecine; tels que le blanc de plomb, la céruse, un acétate, l'oxide rouge, jaune demi-vitrifié, ou la litharge, etc.

Le blanc de plomb et la céruse sont employés dans la peinture à l'huile; mais ils ont l'inconvénient de jaunir et même de noircir à l'air.

L'acétate de plomb liquide est aussi employé dans la teinture.

Le massicot et le minium servent dans la peinture à l'huile.

En général, les oxides de plomb sont des poisons. Les vapeurs même de ce métal sont dangereuses.

CHAPITRE XXII.

Du Fer.

Ce métal appelé *Mars* par les anciens, est répandu avec profusion dans la nature, et sous différentes modifications. Une multitude de substances terreuses, telles que les serpentines, le feld-spath opalin, le corrindon, etc., en renferment des traces plus ou moins considérables. Il fait dans un plus grand nombre encore la fonction de principe colorant.

On le trouve dans la nature, à l'état de mine; il y en a beaucoup d'espèces: le fer natif, le fer arsenié, le carburé de fer, le sulfure de fer, le sulfure de fer arsenié, l'oxide noir de fer, l'oxidule de fer pyrocite, l'oxidule de fer oligiste, l'oxide jaune ou rouge de fer, le sulfate de fer, le phosphate, le tungstate, le carbonate, le prussiate, le fer quartzeux, etc.

M. *Haüy* en distingue neuf espèces, et M. *A. Brongniart* douze.

Première; *Fer oxidulé, cinq variétés.*

On trouve du fer oxidulé dans l'île de Corse, où ses cristaux ont pour gangue une stéatite; en Suède, où ils sont recouverts d'une croûte talqueuse; en France, près de la ville du Puy, où ils sont mêlés avec un sable ferrugineux, qui contient aussi des zircons et des télésies bleues.

A l'égard de la variété à laquelle on a donné le nom d'*aimant*, parce que l'action de ses pôles a beaucoup plus d'énergie, il en existe des masses considérables en Suède, en Norwège, en Chine, à Siam, aux îles Philippines, etc.

Deuxième; *Fer oligiste, c'est-à-dire, peu abondant en métal, quatorze variétés.*

Les mines les plus célèbres qui appartiennent à cette espèce, sont celles de l'île d'Elbe, près de la côte de Toscane, où on les tire, sur-tout des monts Calamita et Rio. Le fer oligiste habite aussi les terreins volcaniques, en particulier ceux du Puy-de-Dôme, du mont d'Or et de Volvic.

Troisième; *Fer arsenical, quatre variétés; il y a encore la pyrite arsenicale, et le fer arsenical argentifère.*

On trouve le fer arsenical dans différens endroits de la Saxe, et en particulier à Freyberg. Il y en a aussi dans le comté de Cornouailles, en Angleterre; à Utoé, en Sudermanie, etc. Il accompagne souvent des mines d'une espèce différente, telles que l'étain oxidé, le zinc, le plomb sulfuré, le fer carbonaté, etc.

Quatrième; *Fer sulfuré, vingt-quatre variétés.*

Aucune substance métallique n'a un domaine plus étendu que celle-ci. Le fer sulfuré abonde, en beaucoup d'endroits, dans l'argile schisteuse qui recouvre les houilles, ainsi que dans les houilles elles-mêmes. Les ardoises en contiennent fréquemment des cristaux cubiques. Le quartz est aussi une des gangues les plus communes du fer sulfuré.

Cinquième; *Fer carburé, deux variétés.*

Les mines de fer carburé ou de plombagine situées en Angleterre, dans le duché de Cumberland, sont les plus estimées pour la finesse du grain et le brillant de la surface. On trouve aussi de cette substance en plusieurs endroits de l'Allemagne, et en Espagne, près de Casalla et de Ronda, et très-peu en France.

Sixième; *Fer oxidé, trois variétés.*

Le fer oxidé paroît devoir son origine à l'altération ou

à la décomposition des autres mines de fer, et en particulier du fer sulfuré. Cette matière est très-répandue dans la nature.

Septième ; *Fer azuré*, *fer phosphaté.*

Le fer azuré se trouve sous la forme d'une poudre bleue plus ou moins fine, mêlée à l'argile, ou répandue à la surface de la terre, ou disséminée dans la tourbe des marais.

MM. *Fourcroy* et *Laugier* ont examiné un nouveau minéral de l'île de France; ils ont reconnu que c'étoit un véritable phosphate de fer pur et cristallisé. *Voyez* les Annales de Chimie, tome 50, page 200.

Huitième ; *Fer sulfaté, sulfate de fer, dix variétés.*

On le trouve dans les tourbes, dans les schistes argileux et même dans la houille. Il doit communément son origine à la décomposition spontanée du fer sulfuré.

Neuvième ; *Fer chrômaté, chrômate de fer.*

Le fer chrômaté a été trouvé par M. *Pontier*, dans le département du Var, à la Bastide de la Carrade, près Gassin.

Les espèces indiquées par M. *Brongniart* sont : 1°. fer natif; 2°. fer arsenical ; 3°. fer sulfuré ; 4°. fer oxidulé ; 5°. fer oligiste ; 6°. fer oxidé ; 7°. fer terreux ; 8°. fer spathique ; 9°. fer phosphaté ; 10°. fer sulfaté ; 11°. fer chrômaté ; 12°. fer arseniaté.

Il existe aussi des mines de fer limoneuses en Bourgogne et en Franche-Comté.

Ces mines contiennent, d'après les expériences de M. *Vauquelin*, de la silice, de l'alumine, de la chaux, du manganèse oxidé, de l'acide phosphorique, de la magnésie et de l'acide chrômique.

Ce chimiste remarque qu'il ne manque à ces mines que du nickel pour ressembler par la composition aux pierres de l'atmosphère.

Lorsque le fer est dans un état voisin de l'état natif, et qu'il ne contient pas de matières qui diminuent la vertu fusible, ou se mêlent à lui dans la fonte, il suffit de fondre le minéral en le mettant en contact avec les charbons pour obtenir du fer. La méthode qu'on emploie en ce cas s'appelle *méthode à la catalane* : elle est usitée sur-tout, pour celles des mines de fer spathique, où la magnésie est peu abondante; pour les mines en stalactite ou hématite, dans lesquelles l'oxide de fer est presque pur et peu chargé d'oxigène; pour les mines de fer spéculaire, libres de gangue et de tout mélange de substances étrangères : ces mines fournissent assez généralement plus ou moins d'acier par une première fonte.

Les mines d'alluvion, et en général toutes celles qui sont chargées de substance terreuse, ou de quelqu'autre matière métallique, exigent des travaux plus compliqués, et la fonte s'opère dans ce qu'on appelle les *hauts fourneaux*.

Lorsque la mine est argileuse, on la mêle avec de la pierre calcaire, qu'on nomme *castine*; et lorsque la gangue est calcaire, on y mêle de l'argile qu'on nomme *herbue*. L'addition de ces matières étrangères sert à faciliter la fusion.

A mesure que le métal entre en fusion, il coule et se ramasse dans le fond du fourneau, d'où on le fait couler de tems en tems dans des moules destinés à le recevoir et à lui donner la forme qu'on desire.

Ce premier état du fer s'appelle *fer de fonte*, *fer de gueuse*. .

Dans cet état le fer est mêlé d'un reste d'oxigène et d'un peu de charbon, quelquefois même de quelques principes terreux ou métalliques, dont on le débarrasse par des opérations ultérieures; pour cet effet, on fond le fer de gueuse, on le pétrit et brasse avec soin pour en faire présenter toutes les parties à l'air, et ramener à la surface les matières étrangères. Peu-à-peu le fer devient ductile, et on en forme alors, sous le marteau, des barres carrées ou plates, et de diverses proportions pour l'usage du commerce.

Le travail sous le marteau concourt beaucoup à améliorer le fer; c'est cette opération qu'on désigne par le mot *corroyer le fer*.

Lorsque le fer est mélangé de diverses matières étrangères, soit terreuses, soit métalliques, la fonte se trouve alliée d'une partie de ces substances.

La fonte est blanche, grise ou noire, selon les proportions dans lesquelles ces principes y sont contenus. La fonte blanche contient moins de charbon que la fonte grise.

Indépendamment des matières étrangères, dont nous venons de parler, et qu'on peut séparer de la fonte, il s'y trouve souvent du phosphate de fer qui résiste à toutes les opérations; c'est ce phosphate qui rend le fer *cassant à froid* et *à chaud* : le fer qui a cette mauvaise qualité, est connu sous le nom de fer *aigre* ou *rouvrain*.

Lorsque le fer a été ramené à l'état de pureté, on peut en le combinant avec un peu de carbone, lui faire contracter de nouvelles propriétés qui le rendent précieux pour les arts dans lesquels il est alors connu sous le nom d'*acier* ou d'*acier de cémentation*. (Chaptal).

Quand le fer est pur, il est doux et ductile.

Le magnétisme est un caractère du fer; il le fait reconnoître partout, même dans des pierres, dans les marbres et dans les corps, dans lesquels il ne fait qu'une très-petite partie, et où il n'est même que principe colorant. Dans le marbre vert de Campan, il fait mouvoir l'aiguille aimantée; dans le rouge, il ne le fait pas, quoiqu'il contienne beaucoup plus de fer; mais ici le fer y est plus oxidé.

La pesanteur spécifique du fer est de 7,788, et sa dureté supérieure à celle des autres métaux.

Le fer a de l'odeur, sur-tout lorsqu'on le frotte; il a une saveur styptique très-marquée.

Il s'étend sous le marteau, on le tire en fils très-fins.

Il s'enflamme et se fond subitement par le choc des cailloux.

Le fer s'oxide très-aisément.

D'après M. *Bucholz*, il n'y a que deux espèces d'oxide de fer. L'oxide noir au *minimum* qui contient 0,23 d'oxigène et demi, et l'oxide rouge au *maximum*, contenant 0,29 d'oxigène.

Pour oxider le fer, on prend une barre de fer, et on la fait rougir. Si on la laisse refroidir, elle offre à sa surface des écailles qu'on peut enlever avec un marteau; c'est ce qu'on appelle *battitures de fer*, oxide noir de fer.

Si on expose cet oxide à un feu beaucoup plus fort, il se convertit en une poudre d'un brun rougeâtre, non attirable

à l'aimant, qu'on nommoit *safran de Mars astringent;* c'est un oxide rouge de fer.

On peut encore obtenir de l'oxide noir, en mettant parties égales de limaille de fer et d'oxide rouge dans un creuset. On lute le couvercle, et on pousse le feu, pendant environ deux heures, dans un fourneau de réverbère. L'oxide rouge cède une partie de son oxigène au fer, le fait passer à l'état noir, et passe lui-même par cette décomposition, à l'état noir.

Le courant de gaz oxigène, porté sur du fer en limaille, le fait brûler très-rapidement. A cet effet, on remplit une vessie de gaz oxigène, on y adapte ensuite un tube. En pressant la vessie sur un charbon, dans lequel on a mis la limaille, on parvient à la faire brûler. *Voyez* aussi l'expérience d'*Ingenhouz*, décrite à la *leçon sur le gaz oxigène.*

Dans toutes ces fusions, le fer devient cassant, et s'oxide en prenant une couleur noire.

L'air sec a peu d'action sur le fer, mais l'air humide lui fait perdre son brillant; il se couvre d'une croûte pulvérulente et d'un jaune-brun, connue sous le nom de *rouille.* On connoît aussi cet oxide sous le nom de *safran de Mars apéritif.*

On met à cet effet dans un vase large et plat de la limaille de fer, et on l'étend un peu mince : on l'expose à la rosée; la surface de chaque brin de limaille de fer, se convertit en rouille. Lorsqu'il y en a une certaine quantité de formée, on pulvérise la limaille dans un mortier de fer; il s'en détache une poussière jaunâtre, que l'on sépare par le moyen d'un tamis de soie : c'est le *safran de Mars*, ou plutôt une combinaison de l'oxide de fer avec l'acide carbonique.

Le fer est susceptible de s'unir au phosphore. On fait

un mélange de parties égales de verre phosphorique et de fer en copeaux, avec un huitième de charbon : on fond le, tout dans un creuset, et on obtient un culot très-aigre blanc dans sa cassure, ayant une apparence striée et grenue : quelquefois on le trouve cristallisé en prismes rhomboïdaux : c'est un phosphure de fer.

L'oxide de carbone s'unit aussi au fer; c'est ce qui constitue le carbure de fer, appelé vulgairement *plombagine*.

Le carbure de fer est luisant et d'un bleu noirâtre; il est gras au toucher, et présente une cassure tubereuleuse : il tache les mains, et laisse sur le papier une trace noirâtre, que l'on connoît dans le crayon noir.

Cette substance n'éprouve aucune altération par la chaleur dans des vaisseaux fermés.

Chauffé longtems avec le contact de l'air, il brûle et se volatilise en partie. Le nitrate de potasse rend cependant la combustion plus prompte et plus sensible. Il contient 0,90 de charbon.

On en fait des crayons dans le duché de Cumberland.

Parmi les acides, il n'y a que l'acide muriatique qui puisse servir, parce que cet acide dissout toutes les substances avec lesquelles on le trouve uni.

Une autre combinaison de l'oxide de carbone avec le fer, et bien plus importante que la précédente, est celle que l'on connoît sous le nom d'*acier*. Les travaux de *Bergmann*, *Rinmann*, *Guyton*, *Berthollet*, *Vauquelin* et *Darcet* ont jetté un grand jour sur la théorie de cette opération.

M. *Muschet* a donné une nouvelle méthode pour la fabrication de diverses qualités d'aciers. (*Philos. Magaz. tom. IX.*)

Le principe général de ces procédés consiste à fondre le

fer malléable, ou la mine de fer, de manière à convertir immédiatement l'une ou l'autre de ces matières en acier fondu, quelquefois aussi à donner à cet acier, par une cémentation postérieure, la malléabilité et la propriété de se souder, en sorte qu'on puisse l'employer dans tous les cas où ces propriétés sont exigées.

Tous les fers ne sont pas propres à donner du bon acier : ceux qui sont les plus doux et les plus ductiles, méritent la préférence. En Angleterre, où l'on fabrique la presque totalité de l'acier employé en Europe, on ne se sert que du fer de la province de Roslágie en Suède, le meilleur et le plus pur des fers connus.

Après avoir fait choix du meilleur fer, dont les barres ou bandes ont, en général, un pouce ½ à 3 pouces de largeur sur 6 lignes d'épaisseur; on coupe ces bandes de fer de la longueur de lá caisse dans laquelle on les cémente.

Pour disposer le fer dans ces caisses, qui sont construites en pierres de grès, liées ensemble avec de l'argile qui s'introduit dans les joints, et qu'on a placées dans un fourneau, de manière que la flamme puisse en frapper toutes les surfaces, on commence par former, dans le fond, un lit de poussière de charbon foiblement humecté avec l'eau, on met dessus un rang de bandes de fer, parallèlement les unes aux autres et sans se toucher; on recouvre ce premier rang avec un lit de poussière de charbon de 6 lignes d'épaisseur; et on en remplit avec soin le vide que laissent entre elles les barres; on continue ainsi successivement à élever, couche sur couche, des lames de fer et du charbon; on revêt la dernière couche d'une enveloppe de poussière qu'on recouvre d'un lit de sable humecté, en formant un dos d'âne au-dessus de la caisse.

Lorsque les caisses sont chargées, on bouche les ouvertures du fourneau par lesquelles on s'étoit introduit pour cette première opération, et on allume le feu, qu'on entretient, pendant cinq à six jours ; de manière à maintenir au rouge toute la capacité des caisses. L'habitude suffit, dans plusieurs fabriques, pour indiquer au chef ouvrier le moment où la cémentation est terminée; mais, dans quelques ateliers, on ménage une petite ouverture à l'un des fonds du fourneau, correspondante à une semblable ouverture pratiquée dans la caisse ; et on retire, de tems en tems, une des barres pour juger de l'état de l'opération.

Lorsqu'on a reconnu que le fer est totalement converti en acier, on démolit la maçonnerie des extrémités du fourneau, pour accélérer le refroidissement ; on retire les barres de la grille, pour retirer le charbon, et au bout d'une semaine, on peut extraire l'acier.

Dans ce premier état, on appelle l'acier, *acier boursoufflé.*

On le forge à un martinet, et l'on réduit les bandes de fer en un carré de 7 à 8 lignes d'épaisseur, et d'une longueur indéterminée ; ensuite, on le laisse refroidir à l'air sans le tremper dans l'eau. Les larges facettes qu'avoit l'acier boursoufflé, se réduisent en petits grains ; on l'appelle en cet état *acier commun.*

Comme les extrémités des barres converties en acier ont ordinairement des pailles, et font un acier moins parfait, on les coupe pour les forger en paquets, et on appelle cet acier, *acier doux.*

On peut encore ajouter à la qualité de l'acier de cémentation, en le prenant, au sortir du fourneau, pour en former des *trousses* de dix à douze barres : on chausse ces trousses

dans le charbon, en ayant soin de jetter de tems en tems, par-dessus, de l'argile sèche pour concentrer la chaleur; et, lorsque le paquet est bien chaud, on le porte sous le marteau pour le souder, l'étendre et le forger : on obtient, par ce moyen, l'*acier* d'*Allemagne*. C'est par le même procédé qu'on le prépare en Styrie et à Newcastle.

Les Anglais donnent encore de nouvelles propriétés à l'acier d'Allemagne, pour l'employer dans des ouvrages délicats. A cet effet, pour réduire l'acier de cémentation en acier d'Allemagne, ils n'emploient que du charbon de bois. Ils font ensuite cémenter cet *acier* d'*Allemagne* de la même façon que le fer, et le forgent de nouveau en *trousses* au charbon de bois.

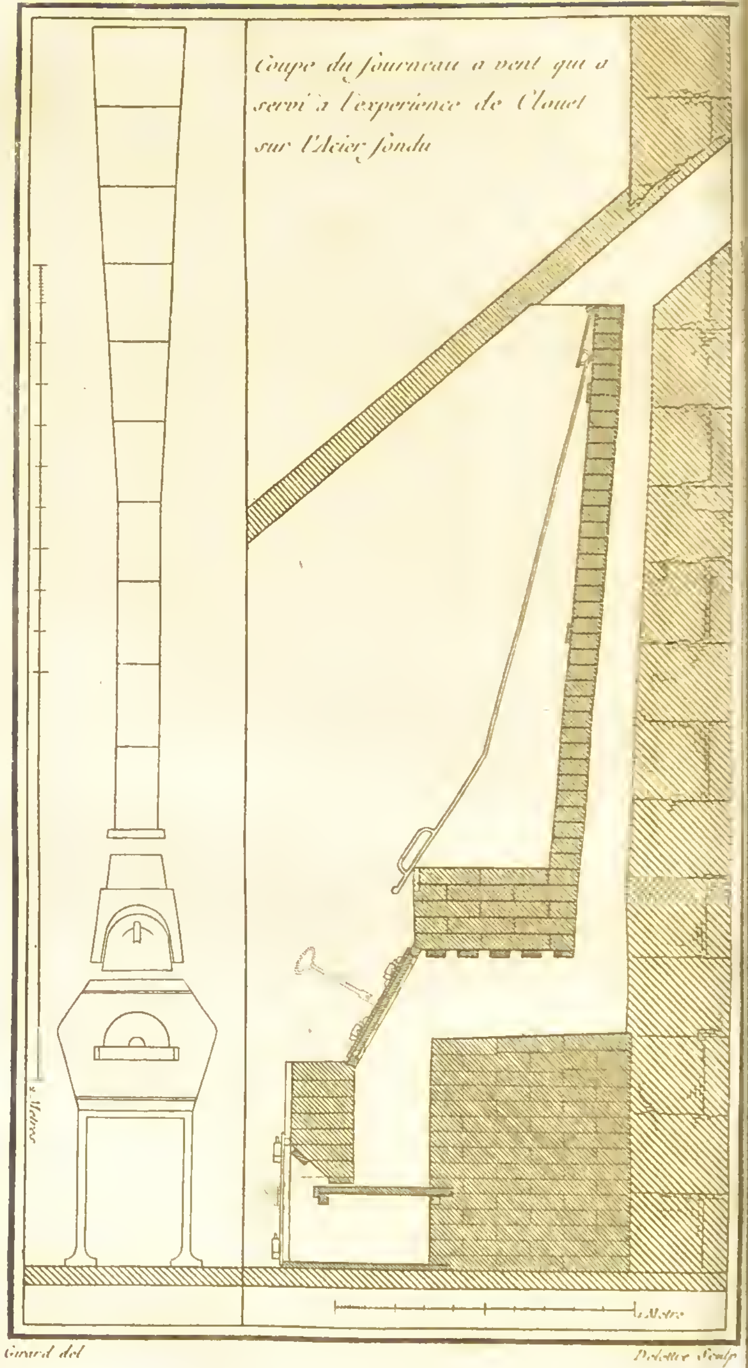
Les Anglais fournissent aussi au commerce ce qu'on y connoît sous le nom d'*acier fondu* : on prend à cet effet, de vieilles limes, ou autres morceaux d'acier, et on les fond avec un flux vitreux. (*Chaptal*).

M. *Clouet* a prouvé que le fer peut se combiner avec un peu de verre, et que la matière qui en provient est fusible, un peu ductile, sans pouvoir être forgée.

Comme le fer a une très-grande affinité pour le carbone, l'auteur s'est assuré que l'on pouvoit enlever le carbone à l'acide carbonique, à une très-haute température.

On prend parties égales de carbonate de chaux et d'argile en poudre, on en fait un mélange exact, on l'introduit dans un creuset avec du fer coupé en petits morceaux : il faut que ce mélange recouvre bien le fer, et remplisse les petits intervalles que laissent entre eux les petits morceaux de fer : on chauffe ensuite par degrés, pour ne pas casser le creuset; on augmente toujours le feu jusqu'à ce qu'il soit au degré nécessaire pour ramollir du fer forgé et le souder,




Coupe du fourneau a vent qui a servi à l'experience de Clouet sur l'Acier fondu
2 Metres
1 Metre
Girard del.
Delettre Sculp.

on le soutient environ une heure dans cet état, plus ou moins, suivant la grandeur du creuset : lorsque la matière est fondue, on la coule dans une lingotière, et, si on a employé du bon fer, le résultat est de l'acier semblable à l'acier fondu.

Fourneau à vent qui a servi à l'expérience de M. Clouet, *voyez* la planche.

Le fourneau est construit en briques ; son foyer est un espace carré de 25 centimètres de chaque face intérieure, de 45 de hauteur, terminé en bas par une grille composée de sept barreaux carrés de 27 millimètres, et élevée de 25 centimètres au-dessus du sol du cendrier.

Le foyer est surmonté d'une chape de fer posée à charnière, inclinée en arrière d'environ 25 degrés.

Le tuyau qui termine ce fourneau, est également construit en briques ; il commence au-dessus de l'ouverture de la chape ; il forme d'abord un carré de 25 centimètres de chaque face intérieure, qui se retrécit en montant ; de sorte qu'à l'extrémité il n'en a plus que 20 ; ce tuyau s'élève, en s'inclinant contre le mur, à 13 décimètres de hauteur, là, il s'abouche dans une grande cheminée élevée d'environ 15 mètres, dont la largeur excédante se ferme par une trape jouant à crémaillère, lorsque le fourneau est en travail.

Quant à la manière d'analyser les fers et aciers, on peut consulter le mémoire de M. *Vauquelin*, *Annales de Chimie*, tom. 22 page 1.

Le fer a une très-grande affinité pour le soufre, c'est pourquoi ce métal décompose presque tous les sulfures métalliques.

Pour faire le sulfure de fer, on prend 100 parties de fer en limaille et 50 parties de soufre en poudre; on fait d'abord rougir la limaille dans un creuset, et on y projette peu-à-peu le soufre; on agite avec une baguette de fer, on a de cette manière une masse très-fluide qui ne contient presque plus de limaille de fer; on couvre ensuite le creuset, et on donne un fort coup de feu. On coule le sulfure sur une plaque de fonte préalablement chauffée.

On peut faire ce sulfure en mettant le soufre et le fer par couches dans un creuset, terminant par une couche de fer. Il faut toujours sur la fin un fort coup de feu.

On peut encore former ce sulfure artificiel, en appliquant à un des bouts d'une barre de fer, chauffée jusqu'au rouge blanc, une bille de soufre en canon; l'une et l'autre coulent.

On fait cette opération au-dessus d'une terrine pleine d'eau afin que la portion de soufre qui ne s'est pas combinée avec le fer, s'éteigne sur-le-champ. On trouve dans l'eau des globules noirâtres, cassans, semblables à des pyrites, et formés comme elles de petites pyramides très-alongées et concentriques.

Toutes les pyrites, ou sulfure de fer natif, se décomposent facilement.

Un degré de chaleur assez foible suffit pour leur enlever le soufre.

Exposé à l'air, il s'altère de lui-même, sur-tout lorsqu'il est humide; il se renfle, se brise, perd son éclat, et se couvre d'une efflorescence d'un blanc verdâtre, qui n'est que du sulfate de fer.

L'eau est décomposée par le sulfure de fer, à l'aide de l'acide sulfurique, ou muriatique. A cet effet on met du

sulfure pulvérisé dans un matras; on y adapte un tube en *S*, et un autre tube recourbé qui va s'engager dans un flacon à tubulures, contenant un peu d'eau; de ce flacon, un second tube recourbé va plonger dans un autre flacon rempli d'eau; l'appareil ainsi disposé, on verse dans le matras par le tube en *S* de l'acide sulfurique, étendu de 4 à 5 fois son volume d'eau, le fer s'empare de l'oxigène de l'eau, à cause de l'attraction de l'acide sulfurique pour l'oxide de fer; l'hydrogène de l'eau trouvant du soufre libre s'y unit et il se dégage de l'hydrogène sulfuré, dont une grande partie est dissoute dans l'eau contenue dans les flacons.

Le fer s'allie avec beaucoup de substances métalliques.

Avec l'arsenic, on obtient un alliage aigre, et cassant.

Il constitue avec le cobalt un métal mixte à petits grains serrés, dur et difficile à casser. On fait fondre ensemble dans un creuset une demi-partie de limaille d'acier, deux de cobalt et deux de muriate de soude : le mélange entre facilement en fusion.

Le bismuth ne peut s'unir au fer.

Le fer s'unit très-bien par la fusion à l'antimoine; ce mélange, fait dans les proportions d'une partie de fer et de deux d'antimoine, produit un métal mixte, qui a beaucoup de dureté : ce mélange est à petites facettes.

Le fer décompose le sulfure d'antimoine.

On fait rougir dans un creuset cinq parties de pointes de clous de maréchal; aussitôt qu'elles sont rouges, on introduit dans le creuset seize parties de sulfure d'antimoine en poudre. On chauffe ce mélange promptement et fortement; le fer s'empare du soufre : lorsque le mélange est bien fondu, on projette à plusieurs reprises une partie de nitrate de potasse en poudre, ce qui facilite la séparation

des scories avec l'antimoine, et l'on trouve dans le creuset de l'antimoine qui ne contient pas de fer. Cependant, si l'on emploie une partie de fer, sur deux de sulfure d'antimoine, un peu de fer reste allié avec l'antimoine : c'est ce qu'on appeloit *régule martial.*

On a donné le nom de *scories succinées* à celles qui surnagent. D'après *Stahl*, on fait avec ces scories une préparation nommée *safran de Mars antimonié apéritif.*

On pulvérise les scories; on les fait bouillir dans de l'eau : elles se divisent considérablement; on décante la liqueur, après qu'on a laissé déposer ce qu'elle a de plus grossier : on triture de nouveau la poudre grossière, et l'on décante pareillement l'eau trouble. Après que cette poudre grossière s'est précipitée, on réunit les liqueurs décantées; on les filtre. On fait sécher la poudre qui est restée sur le filtre, et on la fait détonner dans un creuset avec trois fois son poids de nitrate de potasse : on lave ensuite la matière calcinée, et on la fait sécher : c'est le safran de Mars antimonié de *Stahl.*

Le fer décompose le sulfure de mercure. A cet effet on mêle deux parties de limaille de fer, avec trois de cinabre, on distille, le mercure se volatilise et vient se condenser dans un récipient, dans lequel on a mis de l'eau. Il reste dans la cornue un sulfure de fer.

Le fer, suivant *Cronstedt*, a une très-grande affinité avec le nickel, mais on ne connoît pas les propriétés de cet alliage.

On ignore si le fer peut s'unir avec le zinc, ainsi qu'avec le mercure et le plomb.

L'étain est susceptible de s'unir au fer par la fusion. L'art qui consiste à enduire la surface du fer d'une couche

d'étain, ou la préparation du *fer blanc*, indique que cette combinaison a lieu.

Pour faire ce fer étamé, on décape le fer avec un acide foible, quelquefois on lime, ou bien on l'enduit de muriate d'ammoniaque; on le décape afin de nétoyer sa surface avec la plus grande exactitude; on le plonge ensuite dans une chaudière pleine d'étain fondu; on le retourne, afin de multiplier le contact; et lorsqu'il est assez étamé, on le retire et on le frotte avec de la sciure de bois ou du son, pour enlever le suif ou la poix dont on avoit recouvert l'étain fondu, et qui s'est appliqué à la surface du fer étamé.

On ne peut obtenir un alliage avec le manganèse, qu'en prenant ces deux substances à l'état d'oxide.

A cet effet, on prend parties égales d'oxide de fer et de manganèse; on en fait une pâte avec de l'huile; on place cette pâte au milieu d'un creuset brasqué, et l'on pousse à un grand feu. On obtient un culot métallique, cassant, grenu dans sa cassure.

On fait, par le moyen de l'eau, une préparation de fer, connue sous le nom d'*éthiops martial*, ou de *safran de Mars*, qui n'est autre chose qu'un oxide noir de fer.

Il existe maintenant une infinité de procédés pour préparer cet éthiops, outre ceux de MM. *Fourcroy*, *Vauquelin*, *Croharé* et *Josse*, on trouvera dans le *Journal de Pharmacie*, page 8, 151 et 248, des expériences intéressantes, et des moyens prompts et exacts pour obtenir ce composé.

Le procédé de M. *Vauquelin*, consiste à prendre deux parties de fer en poudre fine, et une partie d'oxide rouge de fer; on met ce mélange dans un creuset couvert, et on le chauffe fortement pendant deux heures.

Dans cette expérience, le fer enlève une portion de son oxigène à l'oxide rouge, et fait passer par l'équilibre qui s'établit bientôt entre les deux portions de fer, toute la masse à l'état d'un oxide noir homogène.

Il est difficile de saisir le point juste pour qu'il n'y reste pas d'oxide rouge, ou du fer métallique.

J'ai donné conjointement avec M. *Trusson*, directeur adjoint de l'École de Pharmacie de Paris, un procédé pour préparer un *éthiops martial*, (oxide de fer noir). *Voyez* Annales de Chimie, tome 51, page 333.

On prend du sulfate de fer purifié, on le fait dissoudre dans huit parties d'eau distillée bouillante, on filtre.

On dissout d'autre part, une partie de carbonate de soude cristallisé dans huit à dix parties d'eau, et l'on filtre.

On verse ensuite par partie le carbonate de soude dans la dissolution de sulfate de fer; il se produit une légère effervescence, due au dégagement d'une portion d'acide carbonique. La première partie du carbonate de soude, ajoutée à la liqueur, produit un précipité d'un vert clair; la couleur des précipités successifs varie, prend diverses nuances, et en général, plus il y a de sulfate de fer de décomposé plus le précipité acquiert une couleur foncée.

Il faut laver ensuite le précipité jusqu'à ce que l'eau de lavage n'altère ni l'alcool gallique, ni le muriate de barite. On le fait ensuite sécher à une douce chaleur, et l'on ajoute par once de cette substance, trois gros d'acide acétique étendu d'eau, qui y produit une légère effervescence. On mêle exactement, et on introduit le tout promptement dans une cornue de grès, enduite d'un lut de terre jaune, ou dans une cornue de fer; on la place dans un fourneau de réverbère, et on y adapte une alonge et un récipient tubulé

munis d'un tube recourbé qui plonge dans l'eau. Après avoir luté exactement toutes les jointures, on chauffe par degrés, de manière à donner un fort coup de feu vers la fin de l'opération ; elle doit durer, pour la quantité d'une demi-livre, tout au plus deux heures. Il passe une liqueur transparente, qui a une odeur légèrement empyreumatique.

On trouve dans la cornue une matière volumineuse d'un très-beau noir, pulvérulente, et très-douce au toucher.

Nous avons reconnu que cet oxide noir pouvoit contenir environ un grain et demi de carbone par gros, provenant de la décomposition de l'acide acétique. Mais cet inconvénient ne peut nuire aux propriétés de cet éthiops. On jugera de l'avantage de ce procédé, par la beauté constante de l'oxide, et par la quantité que l'on en obtient dans un tems très-court.

Le fer décompose l'eau à chaud. *Voyez* l'article, Décomposition de l'eau.

Le fer s'unit très-bien aux acides.

Si l'on verse de l'acide sulfurique concentré sur de la limaille de fer, on obtient du gaz acide sulfureux. Si on distille ce mélange à siccité, on trouve dans la cornue du soufre sublimé, et une masse blanche de sulfate de fer, soluble en partie dans l'eau, mais qui ne peut fournir des cristaux.

Lorsque l'acide est étendu d'eau, on obtient du gaz hydrogène : à cet effet on met dans une fiole, ou dans un matras, une partie d'acide sulfurique étendu d'eau, et une demi-partie de limaille ; à mesure que le fer se dissout dans l'acide, il se dégage du gaz hydrogène qui quelquefois est un peu carboné lorsque le fer employé contient du

carbone; dans ce cas il se précipite une *matière noire*, qui est du carbure de fer.

Lorsqu'il n'y a plus d'effervescence dans la liqueur, on la filtre, on la fait évaporer jusqu'à 33 degrés de l'aréomètre de *Mossy*: elle fournit, par le refroidissement un sel transparent, d'une belle couleur verte d'émeraude, cristallisé en rhomboïdes un peu aigus; c'est ce qu'on nomme *vitriol martial*, *couperose verte*, *sulfate de fer.*

Dans les arts, on extrait ce sel des pyrites martiales, ou sulfure de fer.

On expose les pyrites à l'air, et on les arrose. Le soufre s'oxigène, et passe à l'état d'acide sulfurique qui se combine avec le fer : quand on voit que la pyrite s'effleurit, on lessive et on fait évaporer. On obtient ainsi le sulfate de fer.

Pour purifier le sulfate de fer du commerce, on le dissout dans de l'eau, on filtre, on fait évaporer jusqu'à 33 degrés aréomètre de *Mossy*, ou 36 aréomètre d'*Acier-Perricat.*

Il a une saveur âcre astringente très-forte.

Comme ce sel contient plus de la moitié de son poids d'eau, si on le fait chauffer, même à une chaleur modérée, il se liquéfie et bouillonne; l'eau s'évapore, et il reste une masse grise blanchâtre, c'est ce qu'on nommoit *vitriol calciné en blancheur.*

Quand on veut obtenir de l'acide sulfurique du sulfate de fer, appelé acide sulfurique fumant ou glacial, on commence par priver le sulfate de fer de son eau de cristallisation qui y entre pour 40 centièmes; on le calcine au blanc; on le met ensuite dans une cornue de grès: on y adapte une alonge qui communique dans un ballon tubulé

auquel on adapte un tube qui plonge dans un flacon plein d'eau ; on met la cornue dans un fourneau de réverbère et on chauffe fortement. Le sulfate de fer est décomposé, il cède une partie de son oxigène à l'oxide de fer vert et le fait passer à l'état rouge ; à cet état, ayant très-peu d'affinité pour l'acide sulfurique, et l'acide sulfurique en ayant beaucoup pour l'acide sulfureux, il se dégage en même tems que lui, ainsi que du gaz oxigène, et il vient se condenser dans l'alonge et le récipient sous forme cristalline. Il reste dans la cornue de l'oxide de fer rouge.

Quand on fait chauffer cet acide, l'acide sulfureux se dégage et il reste de l'acide sulfurique qui passe blanc et fluide. Il doit son état concret à la présence de ce gaz. Cet acide s'unit à l'eau avec bruit et chaleur, et en laissant dégager du gaz sulfureux : tels sont *l'huile de vitriol fumante de Northausen*, et le sel concret qu'on en retire par une chaleur douce.

Le résidu de la première expérience est rouge, c'est ce qu'on appelle *colcothar*, ou oxide de fer calciné au rouge.

Si on le lave, il reste une terre rouge, insipide, qui est un pur oxide de fer, et qu'on nomme *terre douce de vitriol*.

Le colcothar est employé pour le polissage des glaces, etc.

Il n'est pas toujours nécessaire que cet oxide soit bien pur, ni même d'un grain très-fin et parfaitement égal ; dans ce cas, on peut employer quelques argiles ocreuses que l'on fait rougir au feu, ou encore mieux les ocres rouges naturels qui proviennent plus immédiatement des

sulfures de fer oxidés ; tels que la terre que l'on trouve en Espagne à *Almagra* ou *Almagné*, dont on se sert même pour le polissage des glaces, qui tient, suivant *Proust*, une quantité sensible d'acide sulfureux, et qui, en étant privée par les lavages, est employé à marquer les moutons, à peindre les maisons et à teindre le tabac de Séville.

La plus grande difficulté pour donner le dernier poli à l'acier et aux pierres dures, est d'obtenir une matière de la pulvérisation la plus subtile et absolument exempte de grain. Pour remplir cette condition, on soumet le colcothar à plusieurs lévigations successives, ce qui exige des manipulations laborieuses.

M. *Guyton* a trouvé le moyen d'y suppléer d'une manière bien simple: le feutre des chapeaux est coloré en noir par le sulfate de fer ; si on le plonge dans l'acide sulfurique étendu d'eau, le fer est précipité en rouge, en parties impalpables. On n'a donc après cela qu'à le faire tremper dans l'eau, pour enlever l'acide ou l'imbiber d'huile, et on a pour lors des pièces toutes préparées, telles qu'on les emploie pour finir le polissage du cristal, des glaces et autres corps durs.

Quand on expose du sulfate de fer à l'air, il jaunit un peu, et se couvre de rouille, en absorbant un peu d'oxigène. On change ainsi le sulfate vert en sulfate rouge, dans lequel le fer est à l'état d'oxide rouge, qui est insoluble. On peut opérer le même phénomène par sa dissolution dans l'eau aérée, par l'agitation de sa dissolution dans l'air, par l'action de l'acide nitrique et de l'acide muriatique oxigéné; enfin, par tous les procédés qui portent de l'oxigène, et peuvent augmenter la quantité de 0.23 d'oxigène, qu'il

contenoit d'abord, jusqu'à 29 et demi qu'il doit en contenir pour être sulfate de fer rouge.

Les expériences que nous venons de rapporter, et qui sont dues à *Proust*, prouvent qu'il y a deux sulfates de fer bien différens l'un de l'autre.

Les propriétés que ce chimiste a reconnues à ces deux sels, sont : que le sulfate de fer vert étoit cristallisable et insoluble dans l'alcool, d'une couleur vert-de-mer, efflorescent et jaunissant à l'air, inaltérable par l'acide gallique, ne donnant point de bleu de Prusse avec les prussiates alcalins, donnant avec les alcalis caustiques, un précipité vert foncé qui noircit sous l'eau. Il se dissout dans six parties d'eau froide ; l'eau bouillante en dissout un peu plus que son poids.

Le sulfate de fer rouge ne cristallise pas, il est soluble dans l'alcool, déliquescent, précipitable en noir par l'acide gallique, en bleu par les prussiates alcalins, donnant avec les alcalis purs un précipité jaune-rouge qui n'est plus oxidable.

L'eau chargée d'hydrogène sulfuré, décompose le sulfate de fer rouge sans altérer le sulfate vert; l'oxide rouge brûle l'hydrogène, et le soufre se précipite. On ramène ainsi l'eau mère du sulfate de fer, ou ce sel sur-oxigéné à l'état de sel vert et cristallisable. Quand ce dernier est précipité par de l'eau sulfureuse, le précipité est brun et n'est occasionné que par du sulfate de cuivre qui est souvent mêlé à ce sel du commerce.

L'eau de chaux versée dans une dissolution de ce sel, y forme un précipité d'un vert d'olive foncé.

La potasse, la soude et l'ammoniaque pure versée dans une dissolution de sulfate de fer vert, donnent un

précipité d'un vert foncé, et qui ne se redissout pas dans l'alcali précipitant ; mais le sulfate rouge est précipité en rouge-jaunâtre par les mêmes alcalis.

A l'état de carbonate, le précipité est d'un gris verdâtre, et se redissout en partie.

Différentes substances végétales, telles que la noix de galle, le sumac, l'écorce de grenade, le brou de noix, les noix de cyprès, le bois de Campêche, le thé, etc. précipitent le sulfate de fer en noir. C'est ce moyen que l'on emploie pour faire l'*encre*. Voyez *Acide gallique*.

Quant à l'acide prussique et à ses combinaisons, *voyez* l'article sur le *Sang*.

Le sulfate de fer peut être aussi décomposé par le nitrate de potasse.

Pour obtenir cette décomposition, on prend 50 parties de nitrate de potasse et 30 de sulfate de fer médiocrement calciné au rouge ; on met ce mélange dans une cornue de grès, ou dans un creuset, que l'on place dans un fourneau de réverbère ; on adapte au col de la cornue une alonge et un grand ballon à deux pointes ; on ajuste à l'extrémité inférieure un tube qui va plonger dans un flacon à moitié plein d'eau.

On obtient de l'acide nitrique très-rouge et très fumant.

Le résidu lessivé fournit du sulfate de potasse, et il reste sur le filtre un oxide rouge de fer.

Si l'on fait passer quatre litres et demi de gaz nitreux dans une dissolution contenant 46 grammes de sulfate de fer, il y a plus de trois litres et demi de gaz absorbés.

Pour faire cette expérience, due à MM. *Vauquelin* et *Humboldt*, on prend un flacon à deux tubulures, on y

met de la limaille de cuivre, on adapte à l'une des tubulures un tube recourbé, qui va plonger dans un autre flacon contenant une dissolution de potasse, de ce second flacon part un autre tube qui va plonger dans un troisième, dans lequel on a mis une dissolution de sulfate de fer. Lorsque l'appareil est bien luté, on verse par la tubulure du premier flacon de l'acide nitrique à trente degrés.

Il y a effervescence et dégagement de gaz nitreux.

Ce gaz passe à travers la dissolution de potasse avant de parvenir dans le sulfate de fer.

Le gaz nitreux perd entièrement la forme élastique; il ne reste qu'une très-petite proportion de gaz qui y est simplement mélangée.

Il y a dégagement de gaz azote : la couleur verte de la solution du sulfate de fer devient brune foncée, sans perdre cependant sa transparence, ni rien déposer.

Il y a, dans cette expérience, de l'ammoniaque et de l'acide nitrique formés. *Voyez* aussi l'article eudiométrie.

Nous devons à M. *Thenard* un travail sur le sulfate de fer, ce chimiste a découvert un oxide blanc de fer également susceptible de s'unir à l'acide sulfurique, ce qui donneroit une troisième espèce de sulfate; mais M. *Thenard* s'est apperçu que cet oxide pouvoit se combiner avec un excès plus ou moins grand d'acide, et former deux sels différens auxquels il a donné le nom de sulfate acidule de fer blanc, et sulfate acide de fer blanc. Le même phénomène à lieu par le sulfate vert; quant au rouge, il y a un sulfate neutre et sulfate acide, ce qui a donné à l'auteur six espèces de sulfate de fer.

Le sulfate acidule blanc se prépare en faisant bouillir

de l'acide sulfurique étendu sur un excès de limaille de fer. Les cristaux sont d'un vert bouteille.

Le sulfate acide se prépare en ajoutant au sulfate acidule une quantité d'acide sulfurique qui le change en vert émeraude. On peut le ramener au sulfate acidule en le faisant bouillir avec du fer, ces deux sels laissent précipiter un oxide par les alcalis que M. *Thenard* a reconnu pour être un oxide de fer au *minimum*.

M. *Bucholz* croit que ce précipité est un composé d'oxide noir et d'acide sulfurique.

Le sulfate acidule de fer vert ne cristallise pas. La liqueur absorbe de l'oxigène de l'air, se trouble et dépose un sulfate neutre très-oxidé d'une couleur jaune, et la liqueur surnageante est transformée en sulfate acide de fer vert susceptible de cristalliser.

Le sulfate acide de fer rouge se prépare en faisant dissoudre l'oxide rouge dans l'acide sulfurique étendu.

Le sulfate neutre de fer rouge est la poudre jaune insoluble qui se précipite avec le tems des solutions du sulfate acide blanc et vert exposées à l'air.

L'acide sulfureux attaque le fer, la couleur de cette solution est verte, sa saveur est aussi astringente.

Par évaporation et refroidissement, on obtient un sel qui cristallise en rhombes.

Si l'on ajoute à la solution de ce sel un acide plus fort que l'acide sulfureux, il se fait une vive effervescence due au gaz sulfureux, et le soufre se précipite.

Lorsque le fer se dissout dans l'acide sulfureux, il n'y a dégagement d'aucun gaz; mais il se précipite un peu de soufre: il faut donc qu'une partie de l'acide sulfureux soit décomposée.

Si l'on verse de l'acide nitrique à 5 degrés, suivant M. *Thenard*, sur du fer et qu'on laisse agir à froid, il se dissout sans dégagement de gaz nitreux. La solution devient verdâtre.

Si l'on fait évaporer cette solution à consistance sirupeuse, elle ne fournit pas de cristaux, la liqueur se prend en une gelée rougeâtre, soluble en partie dans l'eau, tandis qu'une autre portion se précipite.

L'acide nitrique concentré attaque le fer avec véhémence; l'oxide de fer qui se forme, se précipite peu-à-peu en oxide rouge retenant un peu d'acide, et il ne reste que peu de fer en solution dans l'acide nitrique.

Il se forme de l'ammoniaque par le transport de l'hydrogène de l'eau décomposée sur l'azote de l'acide nitrique.

Cette solution rapprochée donne un magma semblable à celui que l'on obtient avec l'acide foible; le fer y est oxidé au *maximum*.

Si l'on continue de chauffer ce nitrate de fer, il s'en dégage beaucoup de vapeurs rouges, la masse se dessèche et donne un oxide rouge briqueté. Ce moyen a été employé par M. *Bucholz*, pour déterminer la quantité d'oxigène dans l'oxide rouge de fer. Il fait dissoudre 100 grains de fer dans l'acide nitrique, il fait ensuite évaporer et obtenir le nitrate; l'augmentation du poids lui a indiqué la quantité d'oxigène absorbée.

La potasse caustique précipite le nitrate en vert ou en brun clair, d'après l'état d'oxidation du métal.

Si l'on verse dans une solution de nitrate de fer du carbonate de potasse, il se fait tout-à-coup un précipité jaunâtre, qui acquiert bientôt une belle couleur orangée.

En agitant le mélange, le précipité disparoît et se dissout complettement.

C'est cette solution de fer par le carbonate de potasse, qui porte le nom de *teinture martiale alcaline de Stahl.*

Le fer est précipité de sa solution nitrique, en vert, par les hydro-sulfures, en bleu, par les prussiates, en bleu-noir, par l'acide gallique.

L'acide muriatique dissout très-bien le fer. On met de la limaille de fer dans un matras, on verse par dessus de l'acide muriatique affoibli; le fer se dissout avec assez de rapidité, en faisant effervescence et occasionnant un peu de chaleur. Il se dégage une assez grande quantité de gaz hydrogène, provenant de la décomposition de l'eau. Une portion du fer se précipite sous la forme d'une poussière noire, c'est du carbure de fer, si le fer contient du carbone. Lorsqu'on a filtré la solution, elle est d'une couleur verte tirant sur le jaune.

Exposée à l'air, elle dépose une partie d'oxide de fer, retenant un peu d'acide.

Cette solution cristallise très-bien.

Ce sel a une couleur verte; il a une saveur astringente, attire l'humidité de l'air.

L'oxide rouge de fer se dissout dans l'acide muriatique; mais ce sel ne cristallise pas. Exposé au feu, il se sublime en petits cristaux très-fins, ce qui constitue le muriate de fer au *maximum*, qui est extraordinairement déliquescent, et qui se réduit promptement en liqueur. C'est ce qu'on appelle *oleum martis per deliquium.*

Les deux muriates de fer sont décomposés par la chaux et par les alcalis.

L'acide phosphorique se combine lentement avec le fer.

M. *Vauquelin*, qui a analysé des morceaux de fer arrosés continuellement d'urine, a reconnu qu'il étoit à l'état de phosphate.

Ce fer est brun-jaune en dehors, et brun-rouge foncé en dedans; il se brise facilement par le seul effort de la main.

Dans sa cassure intérieure, il présente un grain lamelleux, brillant et comme spathique, il est rempli dans ses cavités extérieures, d'une grande quantité de petits cristaux brillans.

En le chauffant au feu de forge, dans un creuset brasqué avec du charbon en poudre, il se fond assez facilement, et donne un culot bien homogène, cassant, d'un grain serré et très-aigre, d'un gris brillant et métallique, qui présente au chalumeau et par les acides, toutes les propriétés du phosphure de fer. Sa surface est recouverte d'une espèce d'émail d'un gris verdâtre boursoufflé, que M. *Vauquelin* a reconnu pour du phosphate de chaux fondu.

Dans cette expérience, le charbon à une haute température, réduit l'oxide de fer en métal, et l'acide phosphorique en phosphore.

Quand l'acide phosphorique dissout le fer, sur-tout lorsqu'il est étendu d'eau, il y a dégagement de gaz hydrogène.

Le phosphate de fer neutre est insoluble dans l'eau, et il est soluble, s'il contient un excès de son acide.

On peut encore préparer un phosphate de fer en versant des solutions de phosphate alcalin dans une solution de sulfate de nitrate ou de muriate de fer; il se fait un double échange de bases et d'acide. J'ai reconnu que le phosphate de fer étoit le principe colorant de certaines espèces

de *turquoises*. *Voyez* Annales de Chimie, tome 59, page 180.

Le fer se dissout avec une grande facilité dans l'acide fluorique liquide. Il y a dégagement de gaz hydrogène, provenant d'une portion d'eau décomposée.

Ce sel n'a point encore été examiné.

La combinaison de l'acide boracique avec le fer n'est pas plus connue. On sait seulement qu'on peut l'obtenir sous forme de poussière, en précipitant la solution du sulfate de fer par celle de borate de soude neutre.

L'oxide de fer s'unit facilement à l'acide carbonique.

On prend de la limaille de fer, ou des copeaux, et mieux de l'oxide de fer, on verse dessus de l'eau très-chargée d'acide carbonique; on laisse le mélange en digestion pendant quelques jours, on filtre ensuite la liqueur.

Elle a une saveur piquante et un peu styptique.

Exposée à l'air, elle se couvre d'une pellicule irisée.

Elle est décomposable par les alcalis, non saturée d'acide carbonique.

La décoction de noix de galle y occasionne un précipité pourpre.

Si on la chauffe, elle laisse déposer de l'oxide de fer.

La nature présente ce carbonate de fer.

Les mines de fer limoneuses, le fer spathique paroissent être en grande partie formés par cette combinaison.

Les eaux minérales ferrugineuses contiennent souvent le fer dans l'état de carbonate.

On ne connoît pas bien encore l'action des acides métalliques sur le fer.

Schèele a seulement observé que le fer étoit attaqué par l'acide arsenique, et que la solution rapprochée prenoit la forme d'une geléc.

On a trouvé de l'arseniate de fer natif dans le comté de Cornouailles. Il en existe dans le cabinet de sir John Saint-Aubin, décrit par M. *Bournon.*

Fer chromaté naturel.

Les alcalis fixes purs et l'ammoniaque n'ont pas d'action sur le fer, mais s'ils sont combinés avec l'eau, alors ils attaquent le fer plus facilement.

Au bout de quelques jours de digestion les liqueurs deviennent louches, et laissent précipiter un peu d'oxide noir de fer. Il se dégage du gaz hydrogène; ce qui prouve la nécessité de l'eau, puisque c'est elle qui est décomposée.

L'action du fer sur la potasse a présenté à MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* les phénomènes les plus intéressans. Nous allons donner un extrait de leurs recherches.

On prend un canon de fusil très-propre dans son intérieur; on en courbe la partie moyenne et l'un des bouts, de manière à le rendre parallèle à l'autre; on couvre cette partie moyenne qui doit être fortement chauffée, d'un lut infusible, et on la remplit de limaille de fer, ou mieux de tournure de fer bien broyée; puis on dispose le tube en l'inclinant sur un fourneau à réverbère; ensuite on met de l'alcali bien pur dans le bout supérieur, et on adapte une alonge bien sèche portant un tube bien sec lui-même au bout inférieur. Les proportions de fer et d'alcali qu'on emploie sont trois parties du premier et deux parties du second; mais on peut les faire varier. L'appareil ainsi disposé, on fait rougir fortement

le canon du fusil en excitant la combustion, au moyen d'un soufflet de forge ou d'un tuyau de tôle qui détermine une plus vive aspiration. Lorsque le tube est extrêmement rouge, on fond peu-à-peu l'alcali qui par ce moyen est mis successivement en contact avec le fer, et converti presqu'entièrement en métal.

Dans cette opération, il se dégage, en même tems que le métal se volatilise, beaucoup de gaz hydrogène qui quelquefois est très-nébuleux, et qui provient de l'eau que contient l'alcali; on est même averti que l'opération touche à sa fin quand le dégagement des gaz cesse. Alors on retire du feu le canon, qui n'a nullement souffert, si les luts ont bien tenu; et qui, au contraire est fondu si les luts se sont détachés. On le laisse refroidir, et on en coupe l'extrémité inférieure près de l'endroit où elle sortoit du fourneau : c'est dans cette extrémité inférieure, et en partie dans l'alonge qu'on trouve une substance d'une apparence métallique; on l'en retire en la détachant avec une tige de fer tranchante, et la recevant soit dans le naphte, soit dans une petite éprouvette bien sèche. Pour l'obtenir plus pure encore, on la passe au travers d'un nouet de linge dans le naphte même, à l'aide d'une température et d'une compression convenables. Ensuite on réunit en masse celui de la potasse, en le comprimant dans un tube de verre et le fondant de nouveau. Mais comme celui de la soude est liquide au-dessus de zéro, avant de lui faire subir cette opération, il faut le congeler en le mettant dans un mélange refroidissant. On peut cependant aussi parvenir à le réunir par une légère agitation. Voilà la substance appelée *métal de potasse*, ou *le potasse ;* et *le soude*, quand on l'obtient de cet alcali.

Le métal ainsi préparé, disent MM. *Thenard* et *Gay-Lussac*, est pur; il ne contient ni fer ni alcali, et peut se conserver dans l'huile indéfiniment. Il faut bien se garder, ajoutent ces chimistes, d'employer du charbon ou des matières qui en contiennent, pour retirer ces métaux des alcalis: car alors ils en retiendroient une plus ou moins grande quantité, et jouiroient de propriétés très-variables.

Le métal de la potasse a un éclat métallique semblable à celui du plomb; on peut le pétrir entre ses doigts comme de la cire, et le couper plus facilement que le phosphore le plus pur.

Sa pesanteur spécifique est de 0,874, celle de l'eau étant 1. Aussitôt qu'on le jette sur l'eau, il s'enflamme et se promène lentement sur ce liquide; lorsque l'inflammation cesse, il se fait ordinairement une petite explosion, et il ne reste dans l'eau que de la potasse caustique très-pure. Pour déterminer la quantité d'hydrogène que le métal dégage dans son contact avec l'eau, MM. *Thenard et Gay-Lussac* en ont rempli un tube de fer qui avoit reçu par là un accroissement en poids de 2,284 grammes, et ont introduit ce tube fermé par un disque de verre, sous une cloche pleine d'eau. A peine le métal a-t-il touché l'eau, qu'il a été projetté contre la partie supérieure de la cloche en dégageant beaucoup de gaz hydrogène, mais sans aucune apparence d'inflammation. Ce gaz hydrogène étoit très-pur et formoit un volume de 648,92 centimètres cubes; le thermomètre étant à 6 degrés, et le baromètre à 76 centimètres.

Le métal de la potasse se combine très-bien avec le phosphore et le soufre; cette combinaison est si intime qu'au moment où elle a lieu, il y a un grand dégagement

de chaleur et de lumière. Le phosphure projetté dans l'eau y forme beaucoup de gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme : le sulfure y forme un sulfate et un sulfure hydrogéné.

Il se combine aussi avec un grand nombre de métaux, et sur-tout avec le fer et le mercure. Tandis qu'il rend le fer mou, il donne de la dureté au mercure ; et selon que ces alliages contiennent plus ou moins de métal, il décompose l'eau plus ou moins rapidement ; tous deux se font aisément. Pour obtenir le premier, il faut chauffer assez fortement les deux matières ensemble ; mais à peine le métal de la potasse est-il sur le mercure qu'il s'applatit, tourne très-rapidement et disparoît. S'il y a beaucoup de mercure, l'alliage est liquide ou mou ; si c'est le contraire, il est solide.

Il brûle vivement dans le gaz oxigène à la température ordinaire, l'absorbe et se transforme en potasse.

Mis en contact avec l'air atmosphérique, sans élever la température, il prend d'abord une belle couleur bleue ; ensuite en l'agitant, il se fond, forme un bain brillant, s'enflamme, absorbe tout l'oxigène de l'air, se convertit en potasse et n'absorbe point d'azote. Ainsi donc il n'a aucune action sur ce dernier gaz.

Il n'en est pas de même sur le gaz hydrogène ; il peut à une haute température en absorber une quantité remarquable, et se transformer alors en une matière solide d'un gris blanchâtre.

Son action sur les gaz hydrogène phosphoré, sulfuré, arseniqué, est encore plus grande que sur le gaz hydrogène. A une température d'environ 70 degrés, il les décompose, s'empare du phosphore, du soufre, de l'arsenic,

et d'une portion de l'hydrogène qu'ils contiennent. La décomposition de l'hydrogène phosphoré a même lieu avec flamme. La portion d'hydrogène non absorbée, reste à l'état de gaz.

Sa combustion dans les gaz acide nitreux et acide muriatique oxigéné, est aussi vive que dans le gaz oxigène. Quelquefois pourtant, l'inflammation n'a point lieu de suite : mais cela tient à ce que le métal se recouvre de muriate ou de nitrite de potasse, qui protège le centre contre l'action du gaz ; alors il faut remuer la matière, et bientôt une vive lumière est produite.

On peut analyser rigoureusement et en un instant le gaz nitreux et le gaz oxide d'azote par le métal de la potasse. Aussitôt ou presqu'aussitôt que ce métal est fondu et en contact avec ces gaz, il devient bleu, s'enflamme, absorbe tout l'oxigène et laisse l'azote à nu. C'est encore de cette manière qu'il se comporte avec le gaz acide sulfureux, et avec le gaz acide carbonique, et le gaz oxide de carbone provenant de la décomposition du carbonate de barite par le fer; seulement il faut plus élever la température dans toutes ces expériences que dans la précédente : le métal devient bleu, bientôt s'enflamme, et la base du gaz est séparée. Avec le gaz acide sulfureux, on obtient un sulfure de potasse et point de résidu gazeux ; avec les gaz acide carbonique et oxide de carbone, on obtient du charbon, de la potasse, et toujours point de résidu gazeux.

L'acide fluorique sec a aussi offert avec le métal des phénomènes dignes de la plus grande attention.

A froid, il n'y a aucune action, mais à chaud, il y a une inflammation très-vive; tout le gaz disparoît sans qu'il s'en développe aucune autre, et le métal se convertit

en une matière noirâtre, qui ne fait aucune effervescence avec l'eau, et qui contient du fluate de potasse, et un peu de charbon provenant du métal. On peut présumer que dans cette expérience, l'acide fluorique est décomposé; mais cette décomposition ne sera démontrée et ne pourra être admise qu'autant qu'on en séparera le radical, et qu'avec ce radical on pourra reformer cet acide.

MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* ont fait un grand nombre d'essais sur le gaz acide muriatique; mais comme jusqu'ici ils ne l'ont point obtenu sans eau, ils n'ont point parlé de son action sur le métal. Seulement ils ont vu qu'en traitant le mercure doux par le phosphore, dans l'espérance d'avoir de l'acide muriatique bien sec, ils ont trouvé une liqueur nouvelle très-limpide, sans couleur, répandant de fortes vapeurs, s'enflammant spontanément lorsqu'on en imbibe le papier joseph, laquelle ne paroît être qu'une combinaison de phosphore, d'oxigène et d'acide muriatique, et par conséquent analogue à celle qu'on obtient en traitant le soufre par le gaz acide muriatique oxigéné.

Lorsqu'on met ce métal en contact avec le gaz ammoniac dans un tube bien sec sur le mercure, et qu'on le fait fondre, il disparoît peu-à-peu, se transforme en une matière grise-noirâtre très-fusible; l'ammoniaque elle-même disparoît en presque totalité, et se trouve remplacée dans le tube par un volume de gaz hydrogène égal à environ les deux tiers de celui de gaz ammoniac employé. Si on chauffe fortement dans le tube de verre même tout rempli de mercure, la matière grise-noirâtre qui y est attachée à la partie supérieure sous forme de plaque, on peut en retirer au moins les trois cinquièmes de l'ammo

niaque absorbée ; savoir, deux cinquièmes d'ammoniaque non décomposée et un cinquième d'ammoniaque décomposée, ou dont les élémens ont été rendus par le feu à l'état de liberté. Si ensuite on met avec quelques gouttes d'eau la matière grise-noirâtre ainsi fortement chauffée, on en dégage sensiblement les deux autres cinquièmes d'ammoniaque absorbée ; on n'en dégage point d'autre gaz, et ce qui reste n'est que de la potasse très-caustique. Enfin si on reprend le gaz ammoniac dégagé par le feu de la matière grise-noirâtre, et si on s'en sert pour traiter de nouveau métal, il y a de nouveau formation de matière semblable à la précédente, absorption de gaz ammoniac et apparition d'une grande quantité de gaz hydrogène. On peut encore répéter cette expérience avec l'ammoniaque retirée de cette seconde matière grise-noirâtre, etc., et toujours on obtiendra les mêmes phénomènes ; en sorte que, par ce moyen, avec une quantité donnée d'ammoniaque, on peut obtenir plus que son volume de gaz hydrogène.

MM. *Thenard* et *Gay-Lussac* pensent que cet hydrogène ne provient que de l'eau qu'on pourroit supposer dans le gaz ammoniac, ou du métal lui-même ; mais d'après les expériences de M. *Berthollet* fils, il est prouvé que le gaz ammoniac ne contient point sensiblement d'eau, et on obtient tant d'hydrogène que, pour supposer qu'il soit dû à l'eau de l'ammoniaque, il faudroit admettre que cette ammoniaque contient plus que son poids d'eau, ce qui est impossible. Donc, le gaz hydrogène provient du métal ; et comme, lorsqu'on en a séparé le gaz, ce métal se trouve transformé en alcali ; donc ce métal ne paroît être qu'une combinaison d'alcali et d'hydrogène.

Le sulfate de potasse est décomposé par le fer. On mêle ensemble une partie de sulfate de potasse avec demi-partie de limaille de fer ; on met le mélange dans un creuset et l'on pousse au feu.

Le creuset refroidi, on trouve le sulfate à l'état de sulfure.

Pour opérer la décomposition du nitrate de potasse, on projette, dans un creuset qu'on a fait rougir, un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de limaille de fer. Le nitre entre d'abord en fusion, et lorsqu'il est bien rouge, il agit avec une grande violence sur le fer ; il se fait une détonnation qui fait élever du creuset des étincelles vives et brillantes.

Après cette détonnation, il reste dans le creuset un oxide de fer rougeâtre, dont une petite portion est combinée avec l'alcali ; on fait dissoudre cette matière dans une suffisante quantité d'eau, on filtre, et l'oxide de fer reste sur le filtre ; c'est ce qu'on appeloit autrefois *safran de Mars de Zwelfer.*

Avec le muriate d'ammoniaque on obtient une préparation qui portoit autrefois le nom de fleurs de sel ammoniac martiales, ou chalibées, et d'*ens Martis.*

On prend une partie de muriate d'ammoniaque bien sec et réduit en poudre on la mêle avec un seizième de son poids de limaille de fer porphyrisée : on met ce mélange dans une terrine non vernissée, on la recouvre d'une semblable terrine : on peut aussi faire cette opération avec deux grands creusets, qu'on lute exactement avec de la terre jaune.

On place l'appareil dans un fourneau, et on procède à la sublimation par un feu capable de faire presque rougir

le fond de la terrine inférieure, et on l'entretient dans cet état l'espace de cinq à six heures; on laisse ensuite refroidir les vaisseaux, on enlève la terrine supérieure qui contient une matière jaune, brillante.

Dans cette expérience, tout le muriate n'est pas décomposé, car le produit que l'on obtient est du muriate d'ammoniaque sublimé, et coloré par une portion d'oxide de fer.

Wiegleb a donné un procédé plus avantageux. Il consiste à prendre l'oxide de fer précipité du sulfate par la potasse, à l'arroser avec l'acide muriatique et à en mêler une partie avec 12 de muriate d'ammoniaque. On sublime ensuite dans un matras au bain de sable; il reste au fond du matras du muriate de fer.

Le fer s'enflamme rapidement, lorsqu'on le triture dans un mortier de métal, avec le muriate sur-oxigéné de potasse; ce mélange, frappé sur le tas d'acier, détonne fortement, et avec une flamme rouge.

On a dû voir par tout ce qui précède, combien le fer donne de produits intéressans à la chimie et à la médecine.

C'est, sans contredit, le métal le plus utile à la société. Il est véritablement l'ame de tous les arts.

CHAPITRE XXIII.

Du Cuivre.

Le cuivre, appelé par les anciens *Vénus*, est un métal de couleur rouge, d'une odeur désagréable, et d'une saveur styptique.

Les mines de cuivre sont très-multipliées. On peut, d'après M. *Haüy* les rapporter toutes aux suivantes.

Première espèce; *Cuivre natif, six variétés.*

Le cuivre natif abonde sur-tout en Sibérie, du côté d'Ekaterinbourg. Le beau cuivre natif cristallisé vient des mines appelées *Tourinski*, sur les bords de la *Touria*, à environ 120 lieues au nord d'Ekaterinbourg, dans la partie orientale des monts *Oural* à 60 degrés de latitude.

Il existe encore du cuivre natif dans plusieurs endroits de la Hongrie; à Deva, en Transylvanie; à Falhun, en Suède, etc. On n'a encore trouvé cette substance en France qu'à Saint-Bel et à Chessy, près de Lyon.

Deuxième; *Cuivre pyriteux, sept variétés.*

Le cuivre pyriteux est la plus commune des mines de ce genre. On le trouve en filons plus ou moins étendus, ou en

masses adhérentes soit à d'autres espèces de cuivre, soit à des pierres de diverses natures. Le Derbyshire en fournit des groupes irisés qui recouvrent la surface de la chaux carbonatée cristallisée.

Troisième; *Cuivre gris, quatorze variétés.*

On trouve du cuivre gris à Baygorry dans la basse Navarre; à Sainte-Marie-aux-Mines, dans la ci-devant Alsace; à Schemnitz, en Hongrie; à Kapnik, en Transylvanie; à Freyberg, en Saxe; dans différentes mines du Hartz; à Stahlberg, dans le Palatinat, etc.

Quatrième; *Cuivre sulfuré, deux variétés.*

On trouve du cuivre sulfuré à Saska, et dans d'autres endroits du Bannat de Hongrie; à Freyberg et à Marienbourg, en Saxe; à Saalfeld, en Thuringe; dans les monts Altaï, en Sibérie, etc.

Cinquième; *Cuivre oxidé rouge, sept variétés.*

On rencontre cette espèce dans les mines de ce métal à l'état de natif, situées en Sibérie, dans la partie orientale des monts Oural.

M. *Lelièvre* a aussi reconnu un cuivre oxidé rouge arsenifère.

Sixième; *Cuivre muriaté, une variété.*

Ce cuivre muriaté a été rapporté du Pérou par Dombey,

sous la forme d'une poudre verte mélangée de particules quartzeuses et autres. On trouve ce sable vert dans une petite rivière de la province de Lipès à 200 lieues au-delà de Copiapu.

Septième; *Cuivre carbonaté bleu, neuf variétés.*

On le trouve dans les mines de cuivre de Sibérie; dans celles de Zellerfeld, au Hartz; de Temeswar et de Moldava, en Hongrie; de Saalfeld, en Thuringe, etc. Il recouvre assez communément la surface du cuivre gris. Ailleurs il accompagne le cuivre carbonaté vert.

Huitième; *Cuivre carbonaté vert, trois variétés.*

On trouve du cuivre carbonaté vert près de Temeswar et de Moldava, en Hongrie; au Hartz, dans le Tyrol; en Sibérie, etc. Celui qui est soyeux recouvre tantôt la surface du cuivre oxidé, nommé *hépatique*, tantôt celle du cuivre oxidé rouge, comme en Sibérie; quelquefois il a pour gangue une ocre ferrugineuse. La Sibérie fournit aussi de très-beaux morceaux de malachite.

Neuvième; *Cuivre arseniaté, deux variétés.*

On trouve le cuivre arseniaté sur le mont Karrarach, dans le comté de Cornouailles, en Angleterre, près d'une mine de fer brune. Il y est accompagné de cuivre carbonaté vert ou bleu, de cuivre gris, et plus communément de lithomarge jaune et de quartz. On a cité aussi du cuivre arseniaté, en Silésie, près de Jousbach.

Dixième; *Cuivre sulfaté*, *quatorze variétés*.

Le cuivre sulfaté est presque toujours en solution dans les eaux voisines des mines de cuivre. L'origine du cuivre sulfaté a été bien connue des anciens. Ils donnoient à ce sel le nom de *Calcanthe*. Pline dit qu'on le retiroit des eaux de certains puits ou étangs qui se trouvoient en Espagne.

Les mines de cuivre sulfureuses sont presque les seules qu'on exploite.

On commence par trier le minérai pour séparer la mine grasse de la mine maigre. On bocarde avec soin celle qui contient beaucoup de gangue ou de principes pierreux; on lave ensuite pour séparer la gangue, que l'eau entraîne, de préférence au minérai qui est plus pesant; on grille le minérai pour lui enlever le soufre, après quoi on le fond au fourneau à manche. Cette première fonte donne du cuivre noir qu'on fait refondre au fourneau d'affinage, et qu'on tient en fusion pendant longtems, en contact avec du charbon, pour dégager les dernières portions de soufre qui y adhèrent avec force. Dès que le cuivre est très-pur, on le fait couler dans la casse, et on verse sur le bain un peu d'eau pour hâter le refroidissement, et former une couche de cuivre qu'on enlève : en répétant la même manœuvre, on convertit tout le cuivre, qui est dans la casse, en feuilles ou lames de cuivre qu'on porte sous le marteau pour leur donner la forme, l'épaisseur et le poli convenables. (*Chaptal.*)

La pesanteur spécifique du cuivre est de 8,5844; mais cette pesanteur varie.

La ductilité du cuivre est extrême, elle est telle qu'on le place après l'or pour cette propriété.

La tenacité du cuivre est assez grande, car, un fil de cuivre de deux millimètres de diamètre, peut soutenir un poids d'environ cent soixante-quatre kilogrammes.

Le cuivre est élastique; les fils de cuivre sur lesquels on voltige en sont une preuve.

Ce métal est le plus sonore. On sait que les trompettes, les cymbales, etc. sont faites de cuivre.

La fusion du cuivre a lieu à 27 degrés du pyromètre de *Wedgewood.* Lorsqu'il est fondu, si on attend que la partie supérieure soit concrète, et que l'on décante, on obtient des cristaux sous forme d'octaèdres.

Si l'on chauffe fortement avec le concours de l'air, il s'oxide, et se recouvre d'une matière d'un rouge noirâtre. En frappant ensuite avec un marteau sur la lame oxidée, la pellicule se sépare sous la forme d'écailles. On opère encore le même effet, en trempant la lame toute rouge dans l'eau froide : c'est ce qu'on nomme *battitures de cuivre.*

Le cuivre, dans cette combustion, absorbe 0,25 d'oxigène; sa couleur plus ou moins foncée, noire ou marron, dépend d'une sorte de fusion ou de vitrification; c'est le seul oxide de cuivre, suivant M. *Proust;* il est impossible de l'oxider davantage.

Si l'on expose du cuivre à l'air humide, il perd bientôt son brillant, il devient terne, et au bout de quelque tems sa surface se recouvre d'un oxide vert, appelé *rouille, vert-de-gris.*

Il faut attribuer cette oxidation à la décomposition de

l'eau contenue dans l'atmosphère, et la couleur verte à l'absorption de l'acide carbonique qui est répandu.

Quand on veut réduire l'oxide de cuivre, on mêle de cet oxide avec du savon noir; on en forme une pâte un peu ferme. On met ce mélange dans un creuset que l'on place dans un fourneau de fusion; on chauffe ce mélange d'abord doucement jusqu'à ce que le savon ne brûle plus : alors on augmente le feu rapidement pour le chauffer jusqu'au rouge-blanc. On laisse refroidir le creuset, on le casse, et l'on trouve un culot de cuivre.

Point d'union, avec l'azote, l'hydrogène et le carbone.

Pour combiner le cuivre, avec le phosphore, on mêle ensemble parties égales de cuivre en copeaux et de verre phosphorique; on y ajoute un huitième de poudre de charbon; on fond ensuite le tout dans un creuset : on a pour produit un culot métallique, d'un coup d'œil blanchâtre et quelquefois irisé.

On unit très-bien le soufre au cuivre.

A cet effet, on stratifie dans un creuset des lames de cuivre et du soufre en poudre; on place le creuset dans un fourneau, et on le fait chauffer par degrés jusqu'à ce qu'il n'en sorte plus de vapeurs : alors on le fait rougir obscurément pendant une heure; on ôte le creuset du feu, on le laisse refroidir, on trouve une sorte de *matte* de cuivre, aigre, cassante, de couleur de fer; mais à l'emploi, la couleur verte de l'oxide de cuivre se développe.

On pulvérise ensuite cette matte; c'est l'*ens Veneris*, que l'on ne doit pas confondre avec une autre préparation qui porte le même nom, laquelle se fait avec le cuivre et le muriate d'ammoniaque.

On peut allier le cuivre avec la plupart des métaux.

On fait fondre dans un creuset six parties de cuivre avec quatre d'arsenic et autant de potasse. On obtient un culot de cuivre, aigre, cassant, très-blanc.

Cronstedt dit avoir allié le cuivre au nickel dans différentes proportions; la présence du cuivre s'est toujours décélée, en ce qu'il coloroit en vert et en rouge-brun le verre de borax.

Si l'on fait fondre ensemble sept parties de cuivre rouge et neuf de bismuth, on obtient, d'après *Geller*, un alliage, fragile, d'un rouge blanchâtre, et ayant le grain à facettes cubiques.

Parties égales de cuivre rouge et d'antimoine fondues ensemble, donnent un culot fort aigre et cassant; il a une couleur violette, et il est disposé en petites facettes assez brillantes : c'est ce qu'on nommoit *régule cuivreux* ou *régule de Vénus*.

Le cuivre décompose très-bien le sulfure d'antimoine; il s'unit au soufre. On n'a pas encore déterminé les proportions de cuivre.

Avec le mercure, on parvient à faire un amalgame; on prend des feuilles de cuivre très-minces, comme celles d'or et d'argent, et on triture à froid : cet amalgame est peu connu.

Quand on plonge une lame de cuivre dans une dissolution de nitrate de mercure, le mercure se précipite sur la lame qui paroît alors comme argentée : cette combinaison n'est pas solide; le moindre frottement et la chaleur en séparent le mercure.

Le cuivre jaune contient peu de zinc et beaucoup de cuivre rouge.

On fait fondre ensemble dans un creuset trois parties de cuivre rouge et une de zinc; on obtient un cuivre jaune qui diffère peu de celui du commerce.

Dans les arts, on ne prépare pas le cuivre jaune avec le zinc pur; on emploie les mines de zinc calcinées, sur-tout celle qu'on nomme *calamine*, pierre calaminaire : c'est de cette manière qu'on prépare le *laiton.*

Cet alliage peut encore s'obtenir en mettant huit parties de zinc au fond d'un creuset, et vingt parties de limaille de cuivre par dessus; on lute bien et on pousse au feu fortement. Si l'on mettoit le zinc par-dessus il s'en perdroit une portion par la volatilisation : on le tient bien rouge pendant huit à dix minutes, on le retire ensuite : on trouve au fond du creuset un culot jaune un peu ductile.

Cet alliage s'oxide moins facilement que le cuivre; il est aussi malléable et plus fusible que lui; il est si ductile, sur-tout lorsqu'il est légèrement chauffé, qu'on peut le filer en cordes très-déliées; il est plus ductile à la filière que sous le marteau : lorsqu'on le frappe à chaud, il s'écrouit, et se réduit en poudre. Sa pesanteur spécifique est de 83,958; le cuivre jaune est donc plus pesant que le cuivre rouge.

Pour analyser le laiton, on dissout une quantité connue de laiton dans la quantité nécessaire d'acide nitrique à 36 degrés; on introduit la solution dans un matras, on fait légèrement chauffer; on y verse une solution de potasse caustique jusqu'à ce qu'il y en ait un excès sensible au goût, cet excès dissout l'oxide de zinc, et on laisse bouillir quelque tems. On jette ensuite le tout sur un filtre; le zinc dissous dans la potasse, passe au travers du papier, et

l'oxide de cuivre reste dessus. On lave ce métal jusqu'à ce que les dernières portions d'eau n'aient plus de saveur; on le fait sécher ensuite à une chaleur douce : on le pèse, ou bien on le convertit en sulfate de cuivre, d'où l'on sépare ensuite le métal par une lame de fer ou de zinc.

On verse dans la liqueur qui contient le zinc potassé de l'acide sulfurique. Si on n'en ajoute pas en excès il se forme dans la liqueur un sulfate de potasse et il se précipite de l'oxide de zinc; mais comme il est très-difficile d'en mettre la quantité juste, il vaut mieux en ajouter un excès qui dissout l'oxide de zinc; en jettant ensuite du carbonate de potasse, l'acide carbonique se porte sur le zinc, forme du carbonate de zinc qui se précipite, il reste dans la liqueur du sulfate de potasse; on filtre et on décompose le carbonate de zinc en le faisant calciner dans un creuset. On connoîtra la quantité de zinc métallique en retranchant les 0,31 de la somme d'oxide obtenue.

Ce que l'on nomme dans les arts, tombac jaune, similor, pinchebec, métal du prince Robert, or de Manheim, diffère suivant la proportion du mélange. Parties égales de laiton, et de cuivre rouge forment un métal ductile, couleur d'or, un peu pâle.

Trois cinquièmes de cuivre rouge, sur deux de cuivre jaune, donnent un alliage, dont la couleur se rapproche et se confond avec celle de l'or.

Une partie de cuivre jaune et deux parties de cuivre rouge, présentent une couleur d'or plus intense.

On peut aussi faire cet alliage avec le zinc et le cuivre.

On fait fondre dans un creuset quatre parties de cuivre rouge, et on ajoute une partie de zinc. On couvre aussi-

tôt le mélange avec du charbon en poudre, pour empêcher l'oxidation du zinc, et on porte la fusion; on obtient par ce moyen, un tombac d'une très-belle couleur d'or.

En ajoutant de l'oxide d'arsenic, on obtient un métal presque blanc, aigre, cassant, le grain ferme, fin et très-serré. Les proportions sont de six parties de cuivre rouge, quatre de zinc, cinq d'oxide d'arsenic, et autant de potasse.

L'étain, en s'unissant au cuivre, lui donne beaucoup de roideur, de dureté et d'aigreur, et le rend en même tems infiniment sonore. C'est ce mélange du cuivre et de l'étain qui forme le métal des cloches, celui des canons et des statues d'airain.

On fait cet alliage dans différentes proportions, et on ajoute, suivant l'usage auquel est destiné ce métal, ou du zinc, ou de l'antimoine, et quelquefois tous les deux en même tems, mais ces additions paroissent inutiles.

Suivant M. *Chaptal*, soixante-quinze parties de cuivre rouge fondues avec vingt-cinq parties d'étain forment le métal des cloches.

Pour les pièces d'artillerie, on emploie le cuivre dans une plus forte proportion, pour rendre l'alliage moins cassant.

L'alliage du cuivre et de l'étain présente les propriétés suivantes : il est plus sonore qu'aucun des métaux employés. Il est plus dur que chacun d'eux pris séparément. Il est plus fusible que le cuivre, et beaucoup moins que l'étain ; il est moins oxidable et moins ductile que les deux métaux qui le forment.

L'étamage du cuivre consiste à appliquer une couche d'étain à la surface de ce métal, et à l'y faire adhérer.

On emploie divers moyens pour disposer les pièces à recevoir l'étamage.

Les uns raclent le cuivre qu'ils veulent étamer. Les autres le récurent avec de la lie-de-vin, un peu d'acide nitrique très-foible, et du sable.

Quand les pièces sont bien décapées, on y applique l'étain de deux manières.

On fait fondre de l'étain, on recouvre la surface de poix-résine, et on trempe dedans les pièces qu'on veut étamer; mais pour que le cuivre prenne mieux l'étamage, on le plonge auparavant dans une solution de muriate d'ammoniaque, et on le fait sécher avant de le plonger dans l'étain fondu.

La seconde manière d'étamer et de chauffer le cuivre sur des charbons. On met dans l'intérieur de la pièce une certaine quantité d'étain; on le fait fondre, on jette une pincée de muriate d'ammoniaque en poudre, et on le frotte avec une poignée d'étoupe : on fait parcourir l'étain fondu qu'on frotte de même dans les endroits imprégnés du sel.

L'effet du muriate d'ammoniaque est de nétoyer la surface du cuivre à étamer, et d'empêcher aussi l'oxidation de l'étain.

Le cuivre et le plomb s'unissent bien; on peut séparer ces deux métaux par une douce chaleur capable de foudre le plomb et point le cuivre.

On en a un exemple dans les pains de liquidation.

Si l'on fait foudre dans un creuset deux parties de cuivre, et une demi-partie de fer, le fer entre en fusion.

MM. *Anfrie* et *Darcet* ont fait pour l'artillerie des alliages complets de cuivre et de fer doux.

L'action des acides sur le cuivre est très-marquée ; les plus foibles même colorent ce métal en bleu ou en vert.

Pour que l'acide sulfurique attaque le cuivre, il faut qu'il soit très-concentré et bouillant; le cuivre se dissout avec dégagement de gaz acide sulfureux; une partie de l'acide cède son oxigène au cuivre, tandis que l'autre portion dissout l'oxide qui s'est formé.

On peut ajouter un peu d'eau ; on fait ensuite évaporer et cristalliser.

Ce sulfate se prépare plus ordinairement dans les arts ; on le nomme *vitriol bleu*, *vitriol de Chypre*, *vitriol de Vénus*, *et vitriol de cuivre*, on le prépare de deux manières 1°. par la décomposition des pyrites ; 2°. en prenant du soufre et des lames de cuivre, pour en former un sulfure artificiel.

On délaie ensuite ce sulfure, ou la pyrite naturelle, et on l'expose à l'air. Le soufre, en absorbant de l'oxigène, passe à l'état d'acide sulfurique, qui s'empare du cuivre, pour former le sulfate. Ce sel cristallise aisément; la forme la plus ordinaire de ces cristaux est celle d'un parallélipipède rhomboïdal.

Il a une belle couleur bleue, et une saveur styptique très-forte ; c'est un poison très-violent, et auquel il est difficile de remédier.

Exposé à un feu doux, il perd d'abord son eau de cristallisation, et devient blanc, d'où l'on peut conclure que sa couleur bleue est uniquement due à l'eau, car quand on humecte ce sel blanc, il reprend sa couleur bleue.

Si on le fait chauffer fortement dans la cornue, on obtient de l'acide sulfurique, il reste un oxide de cuivre noir.

M. *Proust* à qui est due cette remarque, donne pour les composans du sulfate de cuivre, les proportions suivantes : oxide noir de cuivre, 32 ; acide sulfurique, 33 ; eau, 35.

Si l'on expose à l'air des cristaux très-purs de sulfate de cuivre, ils perdent de leur transparence, une partie de l'eau de la cristallisation s'évapore, ils se recouvrent d'une poussière bleue blanchâtre.

Il se dissout dans huit parties d'eau froide, et dans trois d'eau bouillante.

Lorsque le sulfate de cuivre a une couleur verdâtre, cela n'est dû qu'à un peu de fer.

Pour en séparer le fer, il ne s'agit que de l'oxider, ce qu'on peut faire par l'acide nitrique, ou l'acide muriatique oxigéné. Dans les arts on fait dissoudre le sel dans l'eau, et on l'agite fortement avec des ballets, alors le sulfate de fer se décompose.

Les bases salifiables terreuses et alcalines, décomposent le sulfate de cuivre; le précipité formé, est d'un blanc bleuâtre; si on le sèche à l'air, il devient vert, en absorbant l'acide carbonique.

Quand on ne verse qu'une petite quantité de potasse caustique en liqueur dans la solution de sulfate de cuivre, le précipité verdâtre que l'on obtient et qui nage dans une solution de sulfate cuivreux, puisque ce sel n'est pas alors entièrement décomposé, est une espèce particulière de sulfate de cuivre, que M. *Proust* dit être au *minimum* d'acide.

Si on le traite avec de la potasse pure, elle le réduit à 68 d'oxide noir. Suivant ce chimiste, ce sulfate contient : oxide noir, 68 parties; acide sulfurique, 18; eau, 14.

M. *Proust* a vu aussi qu'en décomposant partiellement le sulfate de cuivre par la potasse, employée avec excès, tout l'acide du sel est enlevé par cet alcali, et il se dépose un oxide bleu, qu'il regarde comme un composé particulier d'oxide noir, du seul oxide de cuivre qu'il connoisse avec de l'eau; il le nomme *hydrate de cuivre.*

Si l'on chauffe le précipité obtenu par la potasse avec de la potasse caustique, le précipité perd sa couleur, et en prend une autre brune; dans cette opération, le cuivre perd une portion de son oxigène, car le précipité brun contient moins d'oxigène que le bleu.

L'ammoniaque précipite d'abord le sulfate de cuivre, mais le précipité se dissout dans un excès de cet alcali et présente une liqueur bleue qu'on appelle en pharmacie *eau céleste.* On regarde l'ammoniaque comme le meilleur réactif pour découvrir la présence du cuivre dans une liqueur.

L'hydrogène sulfuré et les hydro-sulfures décomposent ce sel, et en précipitent un sulfure qui est noir.

Les prussiates alcalins forment un précipité d'un rouge marron dans le sulfate de cuivre. On peut aussi les regarder comme des réactifs très-sensibles pour démontrer la présence de ce métal tenu en dissolution.

Plusieurs métaux le décomposent.

Si l'on plonge une lame de fer, de zinc, d'étain dans une dissolution de ce sel, le cuivre se précipite sur le métal employé.

Le sulfate de cuivre est aussi décomposé par l'arsenite de potasse; le précipité est d'une belle couleur verte, appelée *vert de Schèele*, que ce chimiste a proposée pour la peinture. C'est un véritable *arsenite de cuivre.*

On fait dissoudre, à l'aide du calorique, suivant le chimiste suédois, une livre et demie de sulfate de cuivre dans seize pintes d'eau; on verse peu-à-peu cette dissolution chaude dans une autre dissolution également chaude d'une livre et demie de potasse, et de dix onces d'acide arsenieux dans cinq pintes d'eau; on remue continuelle-ent avec un tube de verre, et on laisse reposer le mélange; il se produit un précipité; on décante la liqueur, on jette sur le résidu quelques pintes d'eau chaude, et on remue bien, on décante de nouveau la liqueur, on la lave deux fois avec de l'eau chaude, de la même manière; on jette le tout sur un filtre, et on laisse sécher. On obtient une belle couleur verte qui n'est point altérable à l'air.

Si, au lieu d'arsenite de potasse, on se sert d'arseniate, on a un précipité bleu; c'est alors *un arseniate de cuivre.*

Le sulfate de cuivre décompose quelques sulfates alcalins, terreux et métalliques; il s'y unit en sels triples.

Il décompose quelques nitrates et muriates; il en dégage, par l'action du calorique, les acides nitrique et muriatique.

M. *Gillet-Laumont* a obtenu d'un mélange de sulfate de cuivre et de muriate d'ammoniaque, à parties égales, une dissolution d'un jaune vif lorsqu'elle est chaude, d'un beau vert d'émeraude lorsqu'elle est froide, et qui donne d'abord des cristaux en prismes obliques, à base rhombe, puis des cristaux bleus en octaèdres surbaissés.

Cette liqueur et la solution des cristaux octaèdres donnent une encre jaune sympathique.

En comparant cette encre avec celle que donne le muriate de cobalt, on voit que toutes ces encres ne doivent la propriété qu'elles ont de disparoître qu'au muriate métallique, qui attire puissamment l'humidité des corps environnans.

L'encre jaune, produite par le muriate de cuivre et les dissolutions qui en contiennent, bien différente de celles qui d'abord invisibles, restent fixes après avoir paru, donne par sa couleur une variété très-distincte de celle de cobalt, laquelle est d'un vert céladon; elle forme, avec cette dernière, des teintes variées en vert d'émeraude.

MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont fait voir que l'acide sulfureux n'attaque pas le cuivre, mais l'oxide de ce métal s'y unit promptement.

Ces chimistes ont indiqué qu'on pouvoit faire cette combinaison en versant une solution de sulfite de potasse ou de soude dans une solution de sulfate de cuivre; il se forme, à l'instant du mélange, un précipité d'un jaune citron qui paroît être le sulfite de cuivre.

L'acide nitrique dissout bien le cuivre, même à froid.

On doit faire cette dissolution dans un matras suffisamment grand. On met une partie de limaille de cuivre dans un matras; on verse dessus deux parties d'acide nitrique étendu d'eau. Après l'action de l'acide, on chauffe légèrement et il se dégage du gaz nitreux.

Lorsque la dissolution est faite, il se précipite un peu l'oxide du métal en poudre brune, ou en noir à sa

surface ; on filtre ensuite la liqueur, et, en l'évaporant avec précaution, on obtient des cristaux sous la forme d'aiguilles alongées ; quelquefois ce sont des prismes hexaèdres ou tétraèdres.

Ce nitrate a une belle couleur bleue.

Sa saveur est âcre et caustique.

Il est fusible à 25 ou 30 degrés, thermomètre de *Réaumur*.

Exposé au feu, il détonne et se décompose : dans les vaisseaux clos, il donne d'abord son eau de cristallisation, ensuite du gaz nitreux ; sur la fin il se dégage un peu de gaz oxigène. Il reste dans la cornue un oxide brun de cuivre.

Chauffé fortement, le nitrate de cuivre se réduit à 0,67 d'oxide noir. La potasse lui enlève également à chaud son oxide, et l'amène à l'état d'oxide noir : il contient 0,67 de cet oxide, 0,16 d'acide et 0,17 d'eau. Le nitrate avec excès d'acide ne contient, au contraire, que 0,27 d'oxide noir. Cent parties de cuivre traitées par l'acide nitrique, et réduites à l'état d'oxide par l'action du feu, laissent 125 parties de cet oxide : ce qui fait dire à M. *Proust* que le cuivre n'est pas plus brûlé par l'acide nitrique que par d'autres moyens. Le nitrate de cuivre, au *maximum* d'acide, donne, avec une petite quantité de potasse, un précipité qui passe du bleu au vert, et qui n'est que le nitrate au *minimum*, ou avec excès d'oxide. Si, au contraire, on jette le premier sel cuivreux dans la potasse bien délayée et suffisamment abondante pour prédominer, on a un précipité volumineux, d'un beau bleu, sur la nature duquel M. *Proust* a sur-tout insisté.

Ce sel est très-déliquescent ; cette propriété le fait différer essentiellement du sulfate.

Ce sel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Les terres et les alcalis précipitent en général la solution du nitrate de cuivre en un oxide blanc bleuâtre, qui devient vert à l'air.

En Angleterre, pour ne pas perdre le nitrate de cuivre qu'on obtient dans les monnoies, en précipitant l'argent du nitrate, par le moyen du cuivre, on en forme ce qu'on appelle *terre bleue*, *cendre bleue*, laquelle est employée pour la peinture des papiers.

On ajoute à une dissolution de cuivre dans l'acide nitrique, de la chaux en poudre, ou délitée par l'eau, afin de l'avoir en poudre très-fine ; on agite le mélange pour faciliter la décomposition du nitrate de cuivre ; il faut avoir soin de mettre un petit excès de nitrate de cuivre, afin que toute la chaux soit absorbée, et afin que le précipité, qui a lieu dans l'instant même du mélange, soit un pur précipité du cuivre : on laisse déposer ce précipité ; on décante la liqueur qui le surnage (qui est du nitrate de chaux) ; on le lave à plusieurs reprises ; on met alors le tout sur un linge, pour qu'il puisse s'égoutter.

On en prend une certaine quantité que l'on met sur une pierre à broyer, ou dans un grand mortier ; on ajoute ensuite un peu de chaux vive en poudre : le mélange prend, par la trituration, et dans l'instant, une couleur bleue très-vive. La quantité de chaux que l'on emploie est de sept à dix pour cent du précipité.

Si le précipité est trop sec, on ajoute une très-petite quantité d'eau, afin que le mélange forme une espèce de pâte un peu liquide et facile à broyer.

Cette substance est soluble en totalité dans les acides ; avec effervescence, et il se dégage du gaz acide carbonique ; ce qui prouve qu'elle en absorbe une très-grande quantité dans sa formation.

Pelletier, à qui l'on doit ce procédé, regarde les cendres bleues comme un composé de carbonate de chaux et de carbonate de cuivre.

Il est difficile d'avoir des résultats comparables à ceux que ce chimiste obtenoit, d'où l'on peut présumer qu'il n'a pas tout dit en publiant son procédé.

La belle cendre bleue d'Angleterre lui a donné par l'analyse 50 de cuivre, 30 d'acide carbonique, 10 d'oxigène, 7 de chaux et 4 d'eau.

Le nitrate de cuivre présente les mêmes phénomènes que le sulfate quand on le combine avec les alcalis ; mais, en général, les précipités ont une couleur bleue plus belle.

L'ammoniaque redissout le précipité, et il en résulte un sel triple, nitro-ammoniaco de cuivre.

Les hydro-sulfures et les prussiates produisent les mêmes phénomènes qu'avec le sulfate de cuivre.

L'acide sulfurique décompose le nitrate de cuivre, mais il faut qu'il soit très-concentré.

La plupart des sels et plusieurs métaux décomposent aussi le nitrate de cuivre.

Après avoir fait observer que l'on obtient un précipité semblable de tous les sels cuivreux jettés dans une lessive de potasse caustique qui leur enlève tout leur acide, M. *Proust* le nomme *hydrate* de cuivre, et cherche à prouver, par des expériences, que c'est une combinaison

d'oxide de 0,20 d'oxigène et d'eau. Voici les faits qui l'ont conduit à ce résultat et à cette dénomination.

Ce composé, d'un bleu assez beau, analogue à celui de la cendre bleue, n'est ni sec, ni vraiment pulvérulent : il est consistant et légèrement gras comme le bleu de Prusse. Etendu sur un papier et chauffé, il perd peu-à-peu son eau constituante, il se décolore, tourne au vert, et finit par se changer en oxide noir. Quoiqu'inaltérable dans son état de sécheresse, il s'obscurcit, se décompose lentement sous l'eau, perd de son volume, et devient oxide noir : la lumière du soleil accélère cette décomposition. Cent parties de ce composé distillées donnent 24 parties d'eau, et en laissent 75 d'oxide : ces 24 parties d'eau jettées sur l'oxide au sortir de la cornue, le mouillent sans le faire repasser à l'état bleu primitif. Il est dissoluble dans tous les acides sans effervescence ; il devient sel au *minimum* d'acide dans les dissolutions des sels cuivreux au *maximum ;* il se dissout dans la potasse caustique et dans le carbonate de potasse ; il dégage l'ammoniaque du muriate ammoniacal humide, avec lequel on le broie : il se dissout facilement dans l'ammoniaque. Les cendres bleues ne sont que de l'hydrate de cuivre obtenu par la chaux : ce composé existe vraisemblablement dans les mines de ce métal. M. *Proust* conclut de toutes ces propriétés, que le précipité dont il est ici question, est un composé de l'oxide de cuivre avec de l'eau dépouillée de son calorique spécifique, comme elle l'est toutes les fois qu'elle s'élève, suivant la propre expression de l'auteur, de l'état de simple mélange à celui de combinaison.

On ne peut obtenir la dissolution du cuivre dans l'acide

muriatique, que lorsqu'il est concentré et bouillant, il ne se dégage que très-peu de gaz hydrogène.

On peut encore obtenir le même phénomène en jettant de l'oxide de cuivre dans l'acide muriatique même un peu étendu d'eau.

Cette dissolution se fait de la même manière que les précédentes; elle est d'une couleur verte, au lieu d'être bleue.

Si l'on fait évaporer la dissolution avec les précautions convenables, on obtient des cristaux prismatiques réguliers; mais, le plus souvent, ce sont des aiguilles très-petites et fort aigues; ils sont d'un vert de pré fort agréable : la saveur est caustique et très-astringente.

Il se fond à une chaleur douce, et il se prend en masse en se refroidissant.

Evaporé jusqu'à siccité, il reste une masse d'une couleur brune, et si l'expérience est faite dans les vaisseaux clos, on peut obtenir de l'acide muriatique oxigéné; ce qui prouve que le cuivre, dans cet état, contient moins d'oxigène.

Ce sel attire l'humidité de l'air.

Les réactifs alcalins employés pour le sulfate et le nitrate, produisent les mêmes phénomènes.

La chaux forme avec lui une belle cendre bleue.

Les acides sulfurique et nitrique le décomposent à l'aide de la chaleur; les dissolutions nitriques de mercure et d'argent le décomposent, et sont elles-mêmes décomposées dans l'instant du mélange.

Nous devons encore à M. *Proust* quelques expériences sur ce sel.

Après avoir purifié et cristallisé le sel par l'alcool, il l'a

décomposé par la potasse et le nitrate d'argent : la première lui a indiqué la proportion d'oxide ; le second, celle de l'acide muriatique. Il y a trouvé 40 parties d'oxide noir de cuivre, 24 d'acide et 36 d'eau. On peut, suivant lui, distiller ce sel à sec sans lui faire éprouver d'altération ; mais, en forçant le feu, une partie de son acide passe en acide muriatique oxigéné ; le cuivre est ramené de 0,23 d'oxidation à 0,17, et forme un muriate blanc particulier. Le muriate de cuivre, traité avec un peu de potasse, donne un précipité vert de muriate au *minimum* d'acide ; si cet alcali prédomine, on obtient l'oxide bleu que M. *Proust* nomme *hydrate* de cuivre. Ce métal, traité par l'acide nitro-muriatique, fournit spontanément, en poudre verte, un muriate au *maximum* d'acide qui contient, suivant ce chimiste, 79 parties d'oxide noir, 12 $\frac{1}{2}$ d'acide muriatique, 8 $\frac{1}{2}$ d'eau.

Le muriate de cuivre se trouve aussi dans la nature, mais avec un grand excès d'oxide. Le sable vert du Pérou en contient d'après les analyses de *Prusot* et *Klaproth*.

L'acide muriatique oxigéné oxide le cuivre, le dissout sans effervescence, mais on ne connoît point de muriate sur-oxigéné de cuivre.

L'acide phosphorique concentré et bouillant, a une foible action sur le cuivre ; il faut pour l'obtenir décomposer les sulfate, nitrate ou muriate de cuivre par un phosphate alcalin. Le phosphate de cuivre qui se précipite est d'une couleur bleue, insoluble dans l'eau.

L'acide boracique n'attaque pas le cuivre, mais si on le lui présente à l'état d'oxide, il y a combinaison.

Pour obtenir le borate de cuivre, on doit préférer de verser un borate alcalin dans un sel cuivreux ; le borate de cuivre se précipite.

L'acide arsenique s'unit à l'oxide de ce métal.

On prépare cependant ce sel plus facilement en versant un arseniate de potasse dans le sulfate de cuivre.

M. *Bournon* a reconnu l'existence d'arseniates de cuivre. *Voyez Journal des mines*, n°. 61.

Première espèce; *Arseniate de cuivre en octaèdre obtus.*

Deuxième; *Arseniate de cuivre en lames hexaèdres à bords inclinés.*

Troisième; *Arseniate de cuivre en octaèdre aigu, il y a cinq variétés.*

Quatrième; *Arseniate de cuivre prismatique trièdre.*

Il y a longtems que l'on a trouvé l'arseniate de cuivre pour la première fois en Cornouailles, soit dans la mine de Carrarach, paroisse de Gwennap, soit dans celle de Tincroft, paroisse d'Allogan. Sa gangue étoit quartzeuse, ainsi qu'elle l'est dans presque toutes les mines de cuivre de ce comté, qui existent dans une roche granitique altérée, dont la plus grande partie du feld-spath est passée à l'état argileux, connu sous le nom de *kaolin*. Elle y étoit accompagnée de mine de cuivre vitreuse grise, souvent en masses assez considérables, de beaucoup d'oxide noir de cuivre et de divers oxides de fer.

Cet arseniate qui s'étoit montré alors avec fort peu de profusion, avoit cessé d'exister dans ces mines, lorsque celle de *Huel Gorlan*, nouvellement mise en exploitation, est venue enrichir de nouveau la minéralogie de cette rare substance. La gangue y est de même un quartz.

On ne peut obtenir de combinaison avec l'acide carbonique qu'en présentant ce métal à l'état d'oxide; c'est ce qu'on nomme carbonate de cuivre, ou *malachite*.

En général tous les carbonates métalliques se préparent en décomposant une dissolution de métal, par un carbonate alcalin. Ils sont tous insolubles dans l'eau.

Pour faire le carbonate de cuivre, on fait une solution de sulfate de cuivre, on filtre, on y verse une solution filtrée de carbonate de potasse, le carbonate de cuivre se précipite en bleu, mais il passe bientôt au vert et même au gris.

Si l'on chauffe ce carbonate dans un appareil pneumato-chimique, on le décompose; il passe du gaz acide carbonique, et il reste dans la cornue un oxide brun de cuivre, si l'on a employé sur la fin une chaleur assez forte.

Si l'on remplit exactement d'ammoniaque liquide un flacon contenant un peu de cuivre, l'alcali en dissout sans se colorer; mais aussitôt que la liqueur a été exposée à l'air, elle se colore en bleu.

Le muriate d'ammoniaque, est décomposé par le cuivre.

Pour obtenir cette décomposition à l'appareil pneumato-chimique, on prend deux parties de limaille de cuivre, sur une de muriate d'ammoniaque très-pur; on obtient de l'ammoniaque très-caustique, presque toujours colorée en bleu.

On mêle ensemble du muriate d'ammoniaque réduit en poudre, avec environ un 60e. de son poids d'oxide de cuivre. On fait sublimer ce mélange dans deux terrines placées l'une sur l'autre, on lute les jointures avec des bandes de papier enduites de colle de farine. On place cet appareil dans un fourneau : on procède à la sublimation. Tout le muriate d'ammoniaque se volatilise sans être décomposé, et il entraîne un peu d'oxide de cuivre, qui lui donne une couleur bleuâtre. Cette préparation se nommoit dans les

pharmacies *ens Veneris*, *fleurs de sel ammoniac cuivreuses.*

Le cuivre paroît décomposer le sulfate d'alumine ; mais on n'a pas encore assez examiné le résultat de cette expérience.

Le nitrate de potasse oxide le cuivre, à cet effet on fait fondre dans un creuset du nitrate de potasse ; lorsqu'il est fondu, on y projette de la limaille de cuivre : il se fait chaque fois une légère déflagration ; lorsqu'elle est passée, on remet une nouvelle dose de ce métal, et on continue jusqu'à ce qu'on ait employé moitié de poids du sel. On chauffe ensuite fortement le creuset l'espace de dix minutes : on ôte le creuset du feu, on le laisse refroidir.

Le résidu est un oxide d'un gris un peu brun, mêlé avec la potasse.

On le lave ; l'eau s'empare de l'alcali qui retient un peu de cuivre, et l'oxide de ce métal reste pur.

Cet oxide s'emploie dans la peinture en émail.

Si on le fait fondre dans un creuset, il se convertit en verre d'un brun foncé et opaque.

Il sert à imiter le corail en le faisant fondre avec le verre.

Tout le monde connoît les usages du cuivre ; on en fait une multitude d'instrumens et d'ustensiles : quelques-unes de ses combinaisons sont usitées dans les arts et peu en médecine.

CHAPITRE XXIV.

De l'Argent.

L'Argent, appelé par les anciens *lune* ou *Diane*, est un métal blanc, sans saveur ni odeur, sonore.

Il est très-ductile et tenace.

Suivant M. *Guyton*, sa pesanteur est de 10,4743; sa dureté l'a fait placer entre le fer et l'or.

On le bat en lames aussi minces que le papier, et on le réduit en fils plus fins que les cheveux.

M. *Haüy* distingue cinq espèces de mines d'argent.

Première; *Argent natif, neuf variétés.*

Le Pérou et le Mexique sont les parties de l'Amérique méridionale où la nature a répandu l'argent natif avec le plus d'abondance. Il existe aussi en Europe plusieurs mines du même métal, parmi lesquelles on distingue celle de Kongsberg en Norwège, et celles de Freyberg, de Furstemberg et de Johann-Georgenstadt, en Allemagne. On a trouvé, en France, de l'argent natif à Allemont et à Sainte-Marie-aux-Mines.

Deuxième; *Argent antimonial, quatre variétés.*

On le trouve à Cassala, près de Guadalcanal, en Espagne;

à Vittichen et à Wolfach, dans la principauté de Furstemberg; à Andreasberg au Hartz. Ses gangues sont la barite sulfatée et la chaux carbonatée.

Il y a aussi de l'argent antimonial arsenifère et ferrifère.

Troisième; *Argent sulfuré*, *quatre variétés.*

Cette mine se trouve à Freyberg en Saxe ; à Joachimsthal en Bohême; à Schemnitz en Hongrie; à Kongsberg en Norwège; à la Valenciana au Mexique.

Quatrième; *Argent antimonié sulfuré*, *argent rouge*, *quinze variétés.*

Les mines les plus fameuses d'argent antimonié sulfuré, sont celles de Freyberg, en Saxe; d'Andreasberg au Hartz; de Schemnitz en Hongrie; de Joachimsthal en Bohême; de Sainte-Marie-aux-Mines en France; et de Guadalcanal en Espagne.

Il y a aussi l'argent noir, l'argent minéralisé par le soufre, l'arsenic et le fer.

Cinquième; *Argent muriaté*, *muriate d'argent*, *deux variétés.*

Cette mine existe à Johann-Georgenstadt et à Freyberg en Saxe; à Guadalcanal en Espagne ; au Pérou, au Mexique, en Amérique, à Sainte-Marie-aux-Mines en France. On en a trouvé en Sibérie, qui servoit de support à l'or natif.

L'art d'extraire l'argent de ses mines, varie selon l'état dans lequel il s'y trouve.

Lorsque l'argent est à l'état natif, il ne s'agit que de séparer la gangue par la trituration et le lavage à l'eau, et fondre avec du plomb pour s'emparer de tout le métal. On réduit ensuite le plomb en litharge par la calcination ; on enlève la litharge à mesure qu'elle se forme à la surface du plomb fondu, et l'argent reste seul et pur.

Lorsque l'argent est allié au cuivre, on fait fondre 75 livres de cuivre avec 275 livres de plomb; on coule cet alliage en gâteaux, qu'on appelle *pains de liquidation*. On expose ces pains à une chaleur suffisante pour fondre le plomb, qui entraîne avec lui l'argent; le cuivre reste criblé et persillé par les vides qu'y laissent les métaux qui s'en séparent. Le plomb est ensuite traité au fourneau de coupelle.

Lorsque l'argent est minéralisé par le soufre ou l'arsenic, on grille le minérai, on le pile ou bocarde, on le lave pour en séparer les matières terreuses ou pierreuses que l'eau entraîne comme moins pesante que le métal, et on fond le résidu avec du plomb. (*Chaptal*).

La seule manière d'avoir de l'argent pur, beaucoup plus pur que celui de coupelle, est celui qu'on retire du muriate d'argent. *Voyez muriate d'argent.*

L'argent rougit avant d'entrer en fusion ; s'il éprouve un violent coup de feu, il se volatilise.

Lorsqu'on fait refroidir lentement l'argent fondu, il forme des dendrites composées de petits octaèdres implantés les unes dans les autres et dont l'assemblage imite une pyramide.

L'argent s'oxide avec la plus grande difficulté, par l'action

combinée de la chaleur et de l'air; mais en le mettant en contact avec l'étincelle électrique, cette oxidation se fait plus promptement.

L'air paroît n'avoir aucune action sur ce métal; cependant à la longue sa surface se ternit.

Il n'y a point d'union entre l'azote, l'hydrogène, le carbone et l'oxide de carbone; mais l'hydrogène et l'oxide de carbone décomposent ses oxides.

Pour opérer la combinaison du phosphore avec l'argent, on fait un mélange d'une partie de verre phosphorique, d'une demi-partie d'argent en limaille, et on y ajoute moitié du poids de l'argent de charbon en poudre. On introduit le tout dans un creuset que l'on place dans un fourneau de fusion, où on lui donne demi-heure de feu.

Lorsque la fusion est parfaite, l'argent paroît au fond du creuset en bain, et il s'en dégage de petits jets de phosphore : on retire aussitôt le creuset, et on le porte à l'air, afin de le refroidir plus promptement.

Le métal cesse bientôt d'être fluide, et il sort du culot formé quelques jets de phosphore.

L'argent augmente de poids, perd de sa ductilité; il paroît grenu et cristallisé, et se brise sous le marteau.

L'argent se combine facilement au soufre; pour obtenir cette combinaison, on stratifie dans un creuset des lames d'argent avec du soufre sublimé, en commençant la première couche avec du soufre, et finissant la dernière de même. On couvre le creuset, on le place entre des charbons ardens, et on le fait rougir promptement : l'argent et le soufre se combinent; il en résulte une masse d'un noir violet, beaucoup plus fusible que l'argent,

cassante et disposée en aiguilles : c'est ce qu'on nomme argent sulfuré, ou sulfure d'argent artificiel.

On peut imiter certaines mines d'argent, en ajoutant un peu d'arsenic ; la masse devient rougeâtre, et imite la mine d'argent rouge native. Le sulfure d'argent artificiel se décompose facilement par l'action du calorique : le soufre se volatilise et l'argent reste pur.

Le sulfure de potasse dissout l'argent par la voie sèche. On fait fondre ensemble, dans un creuset, une partie d'argent, et trois ou quatre parties de sulfure de potasse ; on agite le mélange, et lorsque la matière est bien fondue, on la coule sur une pierre unie et peu graissée.

On peut faire dissoudre la matière dans de l'eau, l'argent reste combiné avec le sulfure de potasse, et passe avec lui à travers le filtre.

Si l'on verse un acide dans cette dissolution, on obtient un précipité noir d'argent sulfuré.

On met dans une bouteille de l'hydro-sulfure de potasse liquide, on y ajoute des feuilles d'argent : bientôt elles prennent une couleur noire ; le soufre quitte l'alcali, pour s'unir au métal et le minéraliser.

Les corps combustibles ont une action plus ou moins marquée sur l'argent, le gaz hydrogène sulfuré, les vapeurs animales fétides, l'urine putréfiée, des œufs pourris, etc.

Dès qu'on met de l'argent en contact avec ces corps, il acquiert une couleur bleue ou violette, tirant sur le noir.

L'argent s'allie avec presque tous les métaux : avec l'arsenic, on obtient un alliage aigre et cassant, jaunâtre en dehors, et gris obscur à l'intérieur ; en l'exposant au feu, l'arsenic se sublime, et l'argent reste pur.

On ignore les propriétés de cet alliage.

Cronstedt, qui a fait beaucoup d'expériences sur cet objet, dit que l'argent et le nickel ne se confondent point, mais se placent l'un à côté de l'autre.

Le cobalt ne s'allie que très-difficilement à l'argent.

Geller dit avoir fait fondre ensemble de l'argent avec du bismuth. Il obtint un alliage très-fragile, d'une couleur moyenne, entre le bismuth et l'antimoine, et qui avoit plus de pesanteur spécifique que les métaux pesés avant leur alliage.

L'argent se fond avec l'antimoine; on chauffe ces deux métaux, d'où résulte un alliage de couleur d'antimoine, et qui est très-fragile.

L'argent décompose le sulfure d'antimoine, une partie de l'argent s'unit au soufre, tandis qu'une autre se combine en même tems à l'antimoine : autrefois, ce dernier étoit appelé, dans les pharmacies, *régule d'antimoine lunaire.*

L'argent s'unit au mercure avec beaucoup de facilité.

On met dans un mortier de marbre une partie de feuilles d'argent, et sept de mercure; on triture ces matières avec un pilon de verre : il résulte un amalgame d'une consistance peu solide.

On peut encore employer de l'argent en limaille très-fine; dans ce cas, on le triture dans un mortier chaud, avec le mercure.

Cet amalgame est susceptible de prendre une forme régulière par la fusion, et le refroidissement lent. Le mercure prend une sorte de fixité dans cette combinaison; car, il faut, pour le séparer de l'argent, un degré de cha-

leur plus considérable que celui qui est nécessaire pour le volatiliser seul.

Quand on veut unir l'argent au zinc, on fait fondre ces deux substances ensemble, on obtient un alliage fragile, rempli de grains à sa surface.

Avec l'étain, on obtient un alliage fragile, s'applatissant peu sous le marteau. En général, on connoît peu les propriétés de cet alliage, on sait seulement que l'argent perd de sa ductilité par l'étain.

Le plomb allié à l'argent, le rend très-fusible, et lui ôte son élasticité et sa qualité sonore.

On s'en sert avec avantage pour séparer les métaux de leurs alliages, par une opération qu'on nomme *coupellation.*

La coupellation est une opération qui a pour objet la détermination exacte de la quantité d'or ou d'argent, alliés ensemble ou à d'autres métaux.

Pour y procéder, on prend une masse quelconque du métal allié, dont on veut connoître le titre : autrefois, cette quantité étoit de trente-six grains, qu'on appeloit *semelle*; mais, aujourd'hui, on l'a réduite à un gramme, qui est l'unité de poids du nouveau système, et qui représente 18,841 grains.

Les substances qu'on emploie à la séparation des métaux étrangers alliés à l'or et à l'argent, sont le plomb et le bismuth; cependant, ce dernier a quelques inconvéniens qui l'ont fait abandonner.

Pour mieux concevoir les effets de ces métaux dans la coupellation, il faut d'abord savoir que le plomb sur-tout, est un métal très-fusible, facile à oxider, dont l'oxide,

par sa propriété fondante, vitrifiable, et pénétrante à travers tous les corps, favorise l'oxigénation et la vitrification du cuivre, métal le plus communément uni à l'or et à l'argent.

Ce n'est pas assez de savoir qu'il faut du plomb pour enlever le cuivre à l'or et à l'argent, il est nécessaire de déterminer, au moins d'une manière approchée, la quantité la p us convenable de ce métal; car elle doit augmenter dans une certaine raison avec le cuivre. Ce moyen est donné par l'habitude et le tâtonnement; c'est ordinairement par la couleur, la pesanteur, le son et l'élasticité, et sur-tout par le changement de couleur, que le métal prend par la chaleur rouge, que l'on juge à-peu-près de son titre, et que l'on établit la dose de plomb à employer; la résistance qu'il oppose à la lime, et la couleur que prend la surface limée, sont encore des indices bons à consulter, et celui qui a de l'exercice dans ce genre de travail, ne se trompe pas d'une grande quantité.

Si le métal allié (de l'argent, par exemple), contient un vingtième de cuivre, il faudra employer quatre fois et demi autant de plomb que de métal allié; mais s'il en contient 0,20, il faudra en mettre au moins onze parties. La quantité de plomb doit augmenter comme le métal étranger; de là, il suit que quelquefois il arrive qu'on est obligé de n'opérer que sur le demi-gramme, lorsque l'argent est tellement chargé de cuivre, qu'il exige quinze ou seize parties de plomb, par exemple, à moins qu'on n'emploie dans cette circonstance des coupelles deux à trois fois plus grandes que pour l'argent, qui ne contient qu'un vingtième de cuivre; car les coupelles ne peuvent guère absorber plus de parties égales à leur poids d'oxide

de plomb ; et alors le surplus resteroit à la surface de la coupelle ou du bain, ce qui seroit un inconvénient.

Lors donc que la quantité de plomb nécessaire pour la coupellation de l'espèce d'argent dont on veut connoître le titre, a été approximée par les moyens indiqués plus haut, on place la coupelle dans la moufle du fourneau ; on charge ce dernier, et quand on juge que la chaleur est suffisamment élevée, ce qui a lieu ordinairement au bout d'une heure, et ce qu'on reconnoît au rouge légèrement blanc des coupelles, on y met le plomb. Dès qu'il est découvert, et que sa surface est bien brillante, on y place avec soin, à l'aide d'une pincette, l'argent enveloppé dans un cornet de papier : si le plomb est suffisamment chaud, l'argent se fond promptement, la matière se découvre et s'éclaircit ; l'on voit se former des points plus lumineux que le reste de la matière, se promener sur la surface, et tomber vers la partie inférieure ; une fumée s'élève et serpente dans l'intérieur de la moufle. A mesure que la coupellation avance, la matière s'arrondit davantage, les points brillans deviennent plus grands, et sont agités d'un mouvement plus rapide.

Il est toujours utile que l'essai soit plus chaud au commencement de l'opération, sur-tout s'il est à un titre bas ; mais il est dangereux que la chaleur soit trop élevée sur la fin, on le finit ordinairement à 8° de Wedgwood. Il faut, lorsque les deux tiers environ de l'essai sont passés, rapprocher la coupelle sur le devant du fourneau, de sorte qu'il n'ait justement que la chaleur nécessaire pour bien présenter tous les signes de l'éclair : on appelle ainsi, ou encore, *fulguration*, *coruscation*, le mouvement rapide dont est agité le bouton lorsque les dernières portions

de plomb s'évaporent, et qu'il présente, sur la surface, des rubans colorés de toutes les nuances de l'iris. On reconnoît que l'essai est bien passé, lorsque le bouton de retour est bien arrondi, qu'il est blanc, clair et cristallisé en dessus, enfin qu'il se détache facilement de la coupelle lorsqu'il est froid.

Cependant, comme ils est très-difficile, à moins qu'on n'ait une très-grande habitude, de saisir ce degré de chaleur convenable pour l'essai de tel ou tel argent, il est toujours sage d'en faire deux essais, qu'on a soin de placer aux deux côtés de la moufle, afin que les causes de déperdition qui pourroient agir sur l'un n'influent pas sur l'autre, et que l'on puisse conséquemment avoir une garantie de la justesse de l'opération; si les deux boutons sont égaux, ou s'ils ne diffèrent que d'un millième, par exemple, on peut regarder l'opération comme ayant été bien faite; mais, s'il y avoit plusieurs millièmes, il faudroit la recommencer jusqu'à ce qu'on fût parvenu à cette précision indispensable, et s'il s'agit sur-tout de prononcer sur le titre d'une grande masse d'argent, et d'en garantir le titre par l'application d'un paraphe.

Il n'est pas nécessaire d'avertir qu'il faut peser, avec beaucoup d'exactitude, l'argent que l'on soumet à l'essai, car la moindre négligence pourroit apporter plusieurs millièmes en plus ou en moins, ce qui deviendroit d'une conséquence assez considérable sur de grandes quantités de matière : il n'est pas moins important de ne pas employer dans la pesée de trop petits fragmens de matière, parce qu'ils peuvent s'échapper sans qu'on s'en apperçoive en les enveloppant dans le papier, ou lorsqu'on place le cornet dans la coupelle, par le courant d'air et le pétil-

lement qui a lieu quelquefois lorsque le papier s'enflamme.

La pureté du plomb n'est pas une chose dont la considération doive être négligée; on conçoit, en effet, que s'il contenoit des quantités notables d'argent, comme cela arrive souvent, il apporteroit à la matière une quantité de fin qui n'y existoit pas. Une remarque qu'il ne faut jamais perdre de vue, c'est qu'en général, lorsque l'argent est à un bas titre, il a besoin d'une chaleur plus forte, dans le commencement sur-tout, que l'argent fin; celui-ci, au contraire, exige tout au plus une partie et demie de plomb, et demande, en même tems, moins de chaleur vers la fin de la coupellation principalement.

Tels sont les principes que l'on doit suivre pour exécuter avec précision, l'opération de la coupellation de l'argent.

On n'a point encore examiné avec soin l'alliage du fer avec l'argent. *Wallérius* prétend que si on allie à parties égales, l'argent avec le fer, l'alliage a presque la même couleur que l'argent; il est plus dur, plus roide, assez ductile et attirable à l'aimant.

L'argent s'allie au cuivre dans toutes proportions.

Le cuivre, uni à l'argent jusqu'à parties égales, n'en altère pas bien sensiblement la couleur.

Le cuivre donne beaucoup de corps, de roideur et d'élasticité à l'argent, en diminuant considérablement sa ductilité.

C'est le cuivre qu'on choisit pour allier l'argent destiné à faire la vaisselle et les monnoies : sans cet alliage, l'argent n'auroit pas assez de dureté pour résister aux différens usages.

L'argent est moins altérable et moins dissoluble par les acides que la plupart des métaux précédens.

Si l'acide sulfurique n'est pas concentré et bouillant, il attaque peu l'argent. Dans ce cas, l'acide se décompose, il y a dégagement de gaz acide sulfureux; l'argent est alors réduit en une matière blanche sur laquelle il faut verser de nouvel acide, si on veut l'avoir en dissolution.

En faisant évaporer la dissolution d'argent par l'acide sulfurique, on obtient un sel avec excès d'acide, sous forme de petites aiguilles, très-âcre et très-caustique.

Ce sulfate se fond au feu, s'y décompose; il se dégage de l'acide sulfureux, ensuite du gaz oxigène et l'argent reste pur.

Si l'on verse dans une dissolution de ce sel, de la potasse ou tout autre alcali, on a un précipité que l'on peut réduire sans addition dans les vaisseaux fermés.

Il est aussi décomposable par le fer, le cuivre, le zinc, le mercure, etc.

Les hydro-sulfures précipitent l'argent de sa dissolution sulfurique en un beau noir.

L'acide muriatique, ainsi que tous les muriates ont la propriété de décomposer ce sel.

Point d'action de la part de l'acide sulfureux sur l'argent, il n'agit que sur son oxide.

Quand on veut avoir une dissolution nitrique d'argent très-pure, il faut se servir d'argent de coupelle, ou mieux de l'argent obtenu par réduction du muriate d'argent; sans cette précaution, l'acide nitrique se colore en bleu ou en vert, ce qui indique qu'il contient du cuivre.

Il est encore essentiel de connoître la pureté de l'acide

nitrique, car s'il contient de l'acide sulfurique ou muriatique, il se forme un précipité blanc plus ou moins abondant.

Pour faire cette dissolution, il faut se servir d'un matras d'une grande capacité, car l'action de l'acide nitrique sur l'argent est très-vive; il se dégage beaucoup de gaz nitreux, même sans le secours du calorique.

Lorsque la dissolution est très-chargée, elle dépose des cristaux minces, brillans, semblables à l'acide boracique, c'est le nitrate d'argent.

Si l'on n'obtient pas de cristaux par refroidissement, on fait évaporer la dissolution dans une capsule de verre au bain de sable; elle fournit alors des cristaux plats qui sont ou hexagones, ou triangulaires, ou carrés, et qui paroissent formés d'un grand nombre de petites aiguilles posées les unes à côté des autres.

Il a une saveur acide, il est si caustique qu'il tache l'épiderme en noir, et le corrode entièrement.

Ce nitrate est promptement altéré par la lumière, et noirci par les vapeurs sulfureuses.

Si l'on met du nitrate d'argent sur des charbons, il fuse et détonne; l'acide nitrique se décompose, et il reste une lame d'argent très-mince, appliquée sur les charbons.

Si l'on frotte cette lame avec un couteau, l'argent se brunit et reprend son brillant métallique.

Si l'on fait cette décomposition dans une cornue, à l'appareil pneumato-chimique, on obtient d'abord de l'acide nitrique, du gaz oxigène, ensuite du gaz nitreux, et l'argent reste à l'état métallique.

Pour obtenir le nitrate d'argent fondu, ou *pierre infer-*

nale des pharmacies, on peut se servir d'une dissolution nitrique d'argent au lieu de nitrate cristallisé.

A cet effet, on fait évaporer jusqu'à siccité une dissolution d'argent par l'acide nitrique : alors on met cette matière dans un creuset de platine ou dans une fiole de verre dont la surface est enduite, jusqu'aux trois quarts, de terre jaune.

Si l'on n'emploie pas de l'argent pur, il faut faire cristalliser le nitrate d'argent, le dissoudre et cristalliser de nouveau. On sépare les eaux mères qui sont bleues, et l'on fait sécher le nitrate sur du papier joseph, dans lequel s'imbibe le nitrate de cuivre, à cause de sa déliquescence.

Le sel commence par se boursouffler en se liquéfiant : c'est l'eau de cristallisation qui s'évapore, ensuite bouillonne. Lorsque tous ces phénomènes cessent, la matière reste dans une fonte tranquille, on la coule dans une lingotière préalablement graissée, on lui donne ainsi la forme de petits cylindres.

La pierre infernale a une couleur grise, blanchâtre, sur-tout si on ne l'a pas tenue trop longtems sur le feu.

Si l'on casse des cylindres de pierre infernale, on observe qu'ils sont formés d'aiguilles qui partent en rayons du centre à la circonférence.

Le nitrate d'argent très-pur et bien cristallisé, n'attire pas l'humidité de l'air.

Ce sel est très-soluble dans l'eau; deux parties d'eau en dissolvent une; l'eau bouillante en dissout presque son poids.

Les matières terreuses et alcalines ont la propriété de décomposer le nitrate d'argent, les alcalis fixes le décomposent en partie, et forment un précipité gris qui est l'oxide d'argent. Cet oxide est sensiblement soluble dans l'eau.

L'ammoniaque n'y occasionne que très-peu de précipité, qu'il redissout même quand on en ajoute en excès : il se produit, dans ce cas, un sel triple ammoniaco d'argent.

Cette action donne naissance à une préparation très-singulière, appelée *argent fulminant*, ou *oxide d'argent ammoniacal*.

Pour l'obtenir, on prend de l'argent à douze deniers, on le dissout dans de l'acide nitrique très-pur, on le précipite ensuite par l'eau de chaux; on filtre et on laisse sécher le précipité pendant trois jours à l'air ou au soleil, sur un papier gris, qui absorbe toute l'eau et le nitrate calcaire.

On verse ensuite sur cet oxide desséché de l'ammoniaque bien pure : il se produit un pétillement semblable à celui de l'extinction de la chaux vive dans l'eau; l'ammoniaque ne dissout qu'une partie de ce précipité : en laissant reposer le mélange pendant dix à douze heures, il se forme à sa surface une pellicule brillante qu'on redissout avec de nouvelle ammoniaque, et qui ne paroît pas si l'on met beaucoup de cet alcali dès la première fois : on décante la liqueur; et l'on dépose sans secousse le précipité noir qui en occupe le fond, sur de petits morceaux de papier gris, où on le distribue de manière à ce qu'il soit peu abondant sur chacun. Ce précipité encore humide fulmine avec violence, quand on le frappe avec un corps dur; s'il est sec, il suffit de le toucher ou de le frotter légèrement pour le faire fulminer.

La liqueur décantée de dessus ce précipité, chauffée dans une cornue de verre, fait effervescence, donne du gaz azote, et se remplit bientôt de petits cristaux opaques, brillans, comme métalliques, qui fulminent quand on les touche, quoique couverts de liqueur, et qui, d'après

l'observation de M. *Fourcroy*, brisent même souvent les vaisseaux avec violence.

Il faut prendre les plus grandes précautions pour la préparation de cet oxide, car il détonne avec une facilité extrême.

Cette détonnation est due à la décomposition de l'ammoniaque et de l'oxide, car l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'oxide, et l'azote se dégage. C'est à M. *Berthollet* que l'on doit cette expérience.

M. Howard a annoncé avoir découvert un argent détonnant qu'il prépare de la même manière que le mercure fulminant.

M. *Figuier*, de Montpellier, a indiqué depuis un autre procédé ; il consiste à faire dissoudre 100 grains d'argent dans 4 onces d'acide nitrique à 32°, au bain de sable, à verser dans la dissolution encore chaude 4 onces d'alcool, qui donne, au bout de quelque tems, un précipité blanc, cristallin que l'on fait sécher à l'ombre.

M. *Descostils* a décrit les caractères de cette substance, il lui a reconnu les propriétés suivantes : peu altérable à la lumière; s'enflammant avec détonnation vive par la chaleur, par le choc et par l'étincelle électrique; peu soluble dans l'eau; s'enflammant par l'acide sulfurique concentré; décomposée par l'acide muriatique d'où on peut en retirer 0,71 d'argent métallique. L'acide nitrique le décompose à l'aide de l'ébullition, et le convertit en nitrate d'argent et en nitrate d'ammoniaque. L'hydrogène sulfuré y forme un sulfure d'argent ; l'ammoniaque et la matière végétale restent dans la liqueur. On en précipite par la potasse de l'oxide noir d'argent, et on en dégage de l'ammoniaque.

Il tue promptement les animaux, et paroît être un des

poisons les plus violens que nous présentent les combinaisons métalliques.

Plusieurs acides décomposent le nitrate d'argent ; si l'on met dans un verre de la dissolution d'argent par l'acide nitrique, on verse goutte à goutte de l'acide sulfurique : il se fait sur-le-champ un précipité blanc pulvérulent, c'est un sulfate d'argent. Les sulfates produisent le même effet.

L'acide muriatique et ses combinaisons présentent des phénomènes analogues.

Si l'on verse un hydro-sulfure dans une dissolution de nitrate d'argent, l'argent est précipité en noir.

La plupart des matières métalliques sont susceptibles de décomposer la dissolution nitrique d'argent. La séparation de ce métal par le mercure, à cause du phénomène qu'il présente, a été appelée *arbre de Diane.*

On connoît plusieurs procédés.

Lémery a prescrit une partie d'argent fin dissous dans de l'acide nitrique foible ; on étend ensuite cette dissolution avec environ vingt parties d'eau distillée, et on y ajoute deux parties de mercure.

Homberg a conseillé de faire un amalgame à froid de quatre parties d'argent en feuilles avec deux parties de mercure ; de dissoudre ensuite cet amalgame dans une suffisante quantité d'acide nitrique, et de délayer la dissolution dans 32 fois le poids des métaux d'eau distillée.

Si l'on met dans cette liqueur une petite boule d'un amalgame d'argent mou, la précipitation de l'argent a lieu presque sur-le-champ.

Baumé a décrit un procédé qui réussit plus sûrement.

On mêle ensemble six parties de dissolution d'argent, quatre de dissolution de mercure, toutes deux faites par l'acide nitrique et parfaitement saturées. On leur ajoute un peu d'eau distillée, on met ce mélange dans un vase conique, dans lequel on a mis auparavant six parties d'un amalgame fait avec sept parties de mercure, et une partie d'argent.

Au bout de quelques heures, il se fait à la surface de la petite masse d'amalgame, une végétation en forme de buisson.

Le mercure contenu dans la dissolution, attire celui de l'amalgame, l'argent contenu dans cette dernière, agit aussi sur celui qui est tenu en dissolution, et il résulte de ces attractions une précipitation plus prompte de l'argent. Le mercure qui fait partie de l'amalgame étant plus abondant qu'il ne seroit nécessaire pour précipiter l'argent de la dissolution, produit encore un troisième effet, c'est qu'il attire l'argent par l'affinité et la tendance qu'il a à se combiner avec ce métal.

L'argent précipité par le cuivre, est une opération qu'on pratique le plus souvent dans les atteliers monétaires et dans ceux des orfèvres.

On met dans un vase de verre de la dissolution d'argent. On l'affoiblit avec son poids égal d'eau distillée : on plonge dans cette dissolution des lames de cuivre ; l'argent se sépare sur-le-champ en flocons d'un gris blanchâtre. On lave ce précipité à plusieurs eaux : on le fond avec du salpêtre dans un creuset, ou on le passe avec du plomb à la coupelle, pour en séparer une portion de cuivre qui s'y trouve presque toujours unie.

L'argent que fournit cette opération est ordinairement très-pur.

Si l'on verse dans une dissolution de nitrate d'argent de l'arseniate de potasse, l'argent se précipite en s'unissant à l'acide arsenique, et prend une couleur rougeâtre qui imite la mine d'argent rouge.

Lorsque la dissolution d'argent n'est pas parfaitement saturée, il n'y a pas de précipité.

L'acide muriatique n'a aucune action sur l'argent à l'état de métal; mais il s'unit à son oxide.

Pour se procurer le muriate d'argent, on décompose le nitrate par l'acide muriatique, ou par le muriate de soude.

Le précipité blanc qui se forme sur-le-champ, est le muriate d'argent.

Si l'on verse de l'acide muriatique oxigéné sur des feuilles d'argent, l'argent s'oxide aux dépens de l'oxigène de l'acide muriatique oxigéné. L'oxide formé se combine ensuite avec l'acide muriatique.

Le seul contact de la lumière fait brunir le muriate.

Exposé sur un feu doux dans une fiole, il se fond en une substance grise demi-transparente, assez semblable à de la corne; c'est pour cela qu'on l'a appelé *lune cornée*.

Ce muriate se sublime en partie, et si l'on le chauffe fortement dans un creuset, il devient extrêmement fondant; il filtre comme à travers un réseau ou canevas, et se perd dans le feu. On trouve dans ce cas un peu d'argent réduit et disséminé en globules dans la portion de muriate fondu qui reste encore.

Si, lorsqu'il est fondu, on le coule sur un porphyre, il

se fige en une matière friable, et comme cristallisée en belles aiguilles.

Ce sel est insoluble dans l'eau.

Pour décomposer le muriate d'argent, on le mêle avec quatre parties de potasse ou de soude; on met ce mélange dans un creuset, et on le fait entrer en fusion. Lorsque le mélange est bien fondu, on le laisse refroidir, on le casse, et on sépare l'argent du muriate formé. Quand on fait la fonte promptement, tout le muriate est bien décomposé.

Ce procédé donne l'argent le plus pur.

Si l'on verse sur le muriate d'argent de l'ammoniaque caustique et liquide, cet alcali dissout le muriate. Cette dissolution très-claire et sans couleur éprouve un changement très-remarquable lorsqu'on la laisse exposée à l'air. A mesure que l'ammoniaque s'en exhale dans l'atmosphère, il se forme à sa surface une pellicule qui prend une couleur bleuâtre ou irisée très-brillante; c'est du muriate d'argent contenant un peu de métal réduit.

On ne connoît pas bien l'action des autres acides sur l'argent; il en est cependant plusieurs qui le dissolvent à l'état d'oxide; tels que les acides phosphorique, fluorique et carbonique. Pour combiner l'acide boracique et phosphorique à l'oxide d'argent, on verse sur sa dissolution nitrique une dissolution d'un borate ou phosphate alcalin. Le borate d'argent se précipite en poudre blanche très-lourde et le phosphate en jaune.

Le fluate d'argent est très-soluble dans l'eau. Sa solution est décomposée par l'acide muriatique. Ce phénomène a conduit *Schèele* à faire connoître la nature particulière de l'acide fluorique.

L'acide tungstique enlève l'oxide d'argent au nitrate de ce métal. On n'a point encore examiné les propriétés de ce sel; il en est de même avec l'acide molybdique.

L'acide chrômique s'unit à l'oxide d'argent. Si l'on verse du chrômate de potasse dans la solution nitrique d'argent, il se produit un précipité pulvérulent, du plus beau rouge de carmin, qui devient pourpre par son exposition à la lumière. Chauffé au chalumeau, il se fond avant que le charbon qui le supporte ne s'enflamme; il prend un aspect noirâtre et métallique. Pulvérisé dans cet état, il est encore pourpre; mais dès qu'on le chauffe avec la flamme bleue de la bougie dirigée par le chalumeau, le sel prend une couleur verte, et l'argent s'en sépare en globules disséminés dans la masse. L'acide chrômique décomposé par l'hydrogène de la flamme bleue, repasse à l'état d'oxide vert, et l'oxide d'argent est réduit.

Le nitrate de potasse n'altère pas l'argent; mais si l'argent est allié avec un autre métal, ce sel fuse et détonne avec la matière métallique étrangère, et la réduit à l'état d'oxide.

On se sert de ce moyen pour préparer le cuivre, le plomb, etc., qui peuvent être unis à l'argent.

Les usages de l'argent sont trop multipliés pour entrer dans des détails sur cet objet.

CHAPITRE XXV.

De l'Or.

L'or se trouve toujours à l'état métallique; sa couleur jaune, et sa malléabilité le font distinguer assez facilement de tous les autres métaux; mais il est quelquefois tellement enveloppé et en si petite quantité dans ses gangues, qu'il faut recourir à des moyens chimiques pour le découvrir.

Ces moyens consistent à broyer avec du mercure le minérai; on fait ensuite sublimer le mercure, et l'or reste.

L'or appelé *soleil* par les anciens n'est pas très-élastique, ni très-dur; mais sa ductilité surpasse celle de tous les autres métaux : on peut l'avoir sous la forme de lames, de feuilles très-minces dont huit pèsent à peine un grain.

Sa ténacité n'est pas moins grande; un fil d'or très-fin peut supporter un poids très-considérable.

Il n'a ni saveur, ni odeur; il est d'une couleur jaune brillante; il est bon conducteur du fluide électrique.

L'or est presque toujours dans le sein de la terre, tantôt sous forme pyramidale, quelquefois en lames disséminées dans une gangue : enfin, on le trouve encore en grains dans les pyrites.

Il est sous la forme de petites masses isolées de lames, de filets ou de grains, au Pérou, en Afrique, en France, en Allemagne. On le trouve aussi en parcelles renfermées dans une gangue pierreuse, presque toujours de quartz,

quelquefois de jaspe, etc. Le Pérou, le Mexique, le Brésil, la Sibérie, la Hongrie, la France, etc. l'offrent particulièrement dans cet état.

On le trouve disséminé sous forme de paillettes dans les sables siliceux, argileux et ferrugineux de certaines plaines, et dans le sable d'un grand nombre de rivières.

Sa pesanteur spécifique est de 19,2572 à 19,300.

L'or fond un peu après qu'il est rouge. M. *Guyton* a déterminé sa fusion à 32 degrés du pyromètre de *Wedgwood.*

Si on laisse refroidir lentement de l'or fondu, il cristallise en pyramides quadrangulaires courtes.

L'or s'oxide très-difficilement; il lui faut une plus grande chaleur, et un tems beaucoup plus long qu'aux autres substances métalliques.

En l'exposant entre deux cartes à une forte commotion électrique, on l'obtient à l'état d'oxide purpurin.

Exposé à l'air, mis en contact avec l'eau, nul changement.

L'or ne contracte pas d'union avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, l'oxide de carbone et le soufre.

Le phosphore se combine avec l'or; pour préparer le phosphure d'or, on fait un mélange d'une demi-partie d'or de départ en poudre, d'une partie de verre phosphorique, et d'environ un huitième de charbon; on met le tout dans un creuset, en recouvrant la matière d'un peu de poudre de charbon; on donne ensuite un coup de feu assez fort pour faire entrer l'or en fusion : il se dégage pendant l'opération beaucoup de vapeurs de phosphore; mais il en reste une petite quantité unie à l'or.

L'or se réunit au fond du creuset, et ne conserve point

son état naturel; il est plus blanc, se brise sous le marteau, et a une apparence cristalline.

Il faut avoir soin de ne pas continuer trop longtems le feu, car on trouveroit l'or au fond du creuset sans aucune altération.

L'or et le soufre bien purs ne s'unissent pas; mais si l'on ajoute du fer, l'union a lieu : ce qui explique la présence de l'or dans les pyrites.

On peut aussi, par le moyen du soufre, séparer de l'or les métaux qui peuvent lui être unis.

Si l'on a, par exemple, une petite quantité d'or unie à beaucoup d'argent, on fait fondre dans un creuset l'argent allié d'or; on projette à sa surface du soufre en poudre : une partie du soufre se brûle; mais la plus grande partie se combine avec l'argent.

Les sulfures alcalins dissolvent l'or; on peut retirer l'or de cette solution, en exposant le résidu de l'évaporation au feu : l'or se fond, et occupe la partie inférieure du creuset, tandis que le sulfure reste au-dessus.

Pour faire cette opération, on fait fondre un mélange de parties égales de soufre et de potasse avec un huitième du poids total d'or en feuille. On coule cette matière sur un porphyre, on la pulvérise, on y verse de l'eau distillée chaude; elle forme une solution d'un vert jaunâtre, qui contient un sulfure de potasse aurifère.

L'or s'allie très-bien avec la plupart des substances métalliques, et il donne différentes couleurs, selon les proportions de l'alliage.

L'arsenic s'unit à l'or. Quand on veut séparer l'arsenic, il faut un fort coup de feu; quelquefois même il faut y

ajouter quelques matières inflammables pour enlever les dernières portions d'arsenic.

L'arsenic rend l'or aigre et cassant, il en pâlit beaucoup la couleur : lorsqu'il se dissipe, il entraîne presque toujours un peu d'or avec lui.

Cronstedt a combiné l'or avec le nickel; il résulte une masse métallique, blanche, aigre et cassante. Il dit qu'on peut en séparer l'or par le moyen de l'acide nitrique.

On ignore les moyens d'allier l'or au cobalt et au manganèse.

Le bismuth s'unit très-bien à l'or : ce métal rend l'or aigre et cassant.

L'antimoine allié d'un peu d'or, est moins cassant qu'il ne l'est ordinairement.

Lorsque l'or est en plus grande quantité, l'alliage est aigre et cassant.

Ces deux métaux peuvent être séparés facilement l'un de l'autre par l'action du calorique; l'antimoine se volatilise, et l'or reste fixe.

Si l'or est allié avec quelques autres substances métalliques, le sulfate d'antimoine a la propriété de séparer l'or.

On fait fondre ensemble de l'or avec deux parties de sulfure d'antimoine. Lorsque le mélange est en parfaite fusion, on tire le creuset du feu, on le laisse refroidir; on trouve un sulfure formé, avec les métaux étrangers, à la partie supérieure, et l'antimoine au fond du creuset uni à l'or.

On sépare ensuite l'or d'avec l'antimoine, en le chauffant jusqu'au rouge blanc; l'antimoine se volatilise.

L'or a une très-grande affinité avec le mercure : ce dernier y adhère avec force et le blanchit sur-le-champ.

Pour faire cet amalgame, on met dans un mortier de marbre une partie d'or en feuilles et sept parties et demie de mercure; on triture ce mélange avec un pilon de verre jusqu'à ce que l'amalgame soit bien fait.

L'action du calorique peut séparer l'or du mercure; le mercure se volatilise.

On parvient à oxider facilement l'or, lorsque ce métal est uni au mercure.

On met du mercure avec un 48e de son poids d'or, dans un matras à fond plat, dont on a tiré le col à la lampe d'émailleur. On chauffe ce mélange dans un bain de sable; les deux matières métalliques s'oxident : elles se changent en une poudre foncée.

Parties égales d'or et de zinc, fondues ensemble, donnent un métal extrêmement aigre, très-dur, et qui est très-propre à faire des miroirs de télescopes, par le brillant et le poli que prend ce métal.

Ce mélange est compacte dans sa cassure; son grain est très-fin et blanchâtre.

On peut séparer l'or allié de zinc par l'action du calorique; le zinc passe à l'état d'oxide : mais, comme il entraîne toujours un peu d'or avec lui, l'oxide de zinc est rougeâtre.

On peut encore mettre cet alliage dans de l'acide nitrique, qui dissout le zinc sans toucher à l'or.

L'étain et le plomb ont la propriété de rendre l'or aigre et cassant.

On peut unir par la fusion l'or au fer.

Parties égales d'or et de fer, ou d'acier, forment une masse grise, mais trois ou quatre parties de fer sur une d'or,

forment un métal d'un blanc à-peu-près semblable à celui de l'argent.

Le mélange qui en résulte, est d'une dureté considérable.

Le cuivre s'allie très-bien à l'or, et lui donne plus de dureté et plus de fusibilité : voilà pourquoi la loi autorise l'alliage d'un onzième de cuivre dans les ouvrages d'orfévrerie. Le cuivre sert aussi de soudure à l'or; il est employé dans les monnaies. Les ducats d'Hollande ne contiennent que très-peu de cuivre, aussi sont-ils extrêmement mous.

L'or et l'argent s'unissent très-bien dans toutes proportions. Ces métaux alliés paroissent perdre fort peu de leur ductilité; mais ils acquièrent de la roideur et de l'élasticité. Une vingtième partie d'argent rend l'or sensiblement pâle.

Quoiqu'il faille faire subir à l'or l'opération de la coupellation, pour en connoître exactement le titre, cependant, si l'or ne contenoit pas d'argent, on ne parviendroit que difficilement, et avec beaucoup de peine, à en séparer les métaux étrangers qui y seroient alliés, et en particulier le cuivre, car il adhère si fortement à l'or, qu'il ne lui est permis qu'avec une extrême difficulté de s'oxider et de se vitrifier avec l'oxide de plomb. Ainsi au lieu de mettre simplement l'or avec le plomb dans la coupelle, on y mêle de l'argent, dont la quantité doit varier suivant le titre présumé de l'or; titre que l'on apprécie, non-seulement par les moyens indiqués à l'article de l'argent, mais encore par l'essai à la pierre de touche, en le comparant avec des alliages dont le titre est connu.

Lorsque l'or est fin, c'est-à-dire, qu'il contient par exemple, 997,998,999 parties de fin, sur 1000, la quantité d'argent à ajouter doit être de 3 parties, et c'est ce qu'on appelle *inquartation*; mais s'il recèle 200,250,300

parties de cuivre, 2 parties d'argent fin suffisent : s'il est nécessaire que la quantité d'argent diminue en raison inverse de la pureté de l'or, le plomb au contraire doit s'élever dans la raison opposée ; il est aisé de sentir, en effet, que, quand l'or est fin ou presque fin, le plomb est véritablement plus utile pour favoriser la fusion de l'or et de l'argent, que pour l'affinage de l'or : mais il n'en doit pas être de même, lorsque l'or contient beaucoup de cuivre ; et si, par exemple, il est à 750 millièmes de fin, 24 fois son poids de plomb sont nécessaires à sa purification, et ainsi proportionnellement.

Quant à l'essai de l'or fin, comme il n'exige pas une si grande quantité de plomb, il peut être fait sur le gramme entier ; mais celui de l'or bas, par la raison contraire, ne peut avoir lieu que sur un demi-gramme, à moins d'employer une coupelle deux fois plus grande.

L'essai de l'or a besoin d'une plus grande chaleur que celui de l'argent ; mais heureusement il ne craint point cette épreuve, et il ne se sublime pas comme l'argent. Après donc avoir pesé l'or, avec les précautions requises, on l'enveloppe dans un cornet de papier, avec la quantité d'argent convenable, et on le place dans la coupelle où le plomb doit être bien découvert et bien chaud ; alors, l'or et l'argent se fondent, et les phénomènes qui ont été décrits pour l'argent, ont également lieu ici. Les précautions que nous avons recommandées pour l'essai de l'argent, ne sont pas nécessaires ici ; c'est-à-dire, qu'il est inutile, et quelquefois même nuisible, de rapprocher vers la fin la coupelle sur le devant de la moufle, et qu'on ne risque point en retirant le bouton encore rouge du fourneau, qu'il roche comme le bouton d'argent. Cependant, il est

toujours prudent de le laisser un peu refroidir ; car, à la rigueur, il peut aussi végéter, et alors l'essai seroit manqué. Quand l'essai est bien passé, et qu'il est refroidi, on l'applatit sur l'enclume à petits coups de marteau ; on le recuit, soit en le plaçant sur un charbon au feu de lampe, soit à travers les charbons allumés, soit enfin en le plaçant dans la moufle du fourneau de coupelle, en prenant garde qu'il ne fonde ; on le passe ensuite au laminoir, pour lui donner la forme d'une lame d'un quart de ligne tout au plus d'épaisseur : on recuit une seconde fois cette lame métallique, et on la roule sur elle-même en forme de cornet.

Le *laminage* et le *recuit* sont deux opérations nécessaires au succès de l'essai, et qui exigent quelques précautions. 1°. La lame ne doit être ni trop mince, ni trop épaisse ; dans le premier cas, on courroit risque que par le mouvement que lui communique l'eau forte, avec laquelle on la fait bouillir, elle ne se brisât : ce qui apporteroit des difficultés pour l'exactitude de l'opération. Dans le second cas, au contraire, il y auroit à craindre que l'épaisseur trop considérable de la lame, ne permît pas à l'eau forte de pénétrer jusqu'à son centre, et d'enlever jusqu'à la dernière molécule d'argent ; 2°. le recuit de la lame, en même tems qu'il lui donne plus de liant, et facilite sa circonvolution autour d'elle-même, sans se briser ni se gercer, ouvre les pores du métal, que la pression du laminoir avoit resserrés, et favorise par là l'action de l'eau forte.

Ces dispositions ayant été prises, on met le cornet dans un petit matras en forme de poire, c'est-à-dire, dont le col va en diminuant insensiblement, depuis la panse

jusqu'à l'extrémité; on verse par dessus de l'eau forte pure à 22 degrés, jusqu'à ce que le matras, qui contient ordinairement 3 onces, soit à moitié ou aux deux tiers plein: on le place ensuite sur les charbons allumés, couverts d'une légère couche de cendre, afin d'éviter que, par une chaleur trop brusque, le vase ne casse; depuis l'instant où la liqueur entre en ébullition, jusqu'à celui où l'opération doit être finie, 15 à 20 minutes sont nécessaires: cette opération s'appelle *départ*. Pendant qu'elle a lieu, il se dégage une vapeur rouge qui est l'effet de la dissolution de l'argent par l'acide nitrique; le cornet change de couleur; il devient brunâtre, il perd de sa solidité et de sa consistance; ce qui est facile à concevoir. Lorsque l'eau forte a ainsi bouilli pendant vingt minutes sur l'or, on décante avec soin la solution, en prenant garde que le cornet ne tombe; on y remet environ le $\frac{1}{3}$ d'acide pour enlever les dernières portions d'argent qui pourroient rester encore dans l'or. On fait bouillir une seconde fois pendant 7 à 8 minutes; on décante cette nouvelle eau forte comme la première, et on remplit le matras d'eau distillée ou de rivière bien pure.

On place alors un petit creuset à recuire sur l'ouverture du matras; et l'on renverse avec beaucoup de précaution ce matras, de haut en bas; par ce moyen, le cornet descend dans le creuset à travers l'eau qui supporte une partie de son poids et l'empêche de se briser: on élève ensuite un peu le matras, et on le retourne avec célérité et dextérité, de manière que l'eau n'ait pas le tems de tomber en assez grande quantité pour remplir le creuset et renverser par dessus les bords; on verse l'eau du creuset en prenant garde de laisser échapper le cornet, ou quelques

fragmens qui pourroient s'en détacher, et on fait recuire le cornet dans le creuset couvert, au milieu des charbons, ou sous la moufle du fourneau de coupelle.

Le cornet qui avoit, au sortir de l'eau forte, une couleur brune de cuivre oxidé, une fragilité très-grande, diminue de volume, devient ductile, et recouvre sa couleur et son éclat métallique par cette opération. La seule chose qui reste à faire alors pour conduire l'essai à sa fin, c'est de peser le cornet, pour déterminer le titre de la matière essayée par la diminution qu'il a éprouvée; quoique les essais d'or ne soient pas si sujets à perdre que les essais d'argent, néanmoins il est bon de les faire doubles; et lorsque les deux cornets sont parfaitement égaux, on peut être assuré que l'opération est bien faite; mais s'il y avoit entre eux une différence sensible, il faudroit recommencer.

On n'a jusqu'ici parlé que de deux cas, les plus communs à la vérité; savoir, de l'alliage de l'argent avec le cuivre, et de l'alliage de l'or avec le même métal; mais il en est encore deux autres qui méritent aussi quelques considérations; l'un, c'est lorsque dans une grande quantité d'argent il ne se trouve qu'une très-petite quantité d'or; c'est ce qu'on appelle du *doré*, et l'essai qu'on en fait se nomme *essai* de *doré;* l'autre, c'est que dans une grande quantité d'or il existe une petite portion d'argent qu'il faut déterminer. S'il n'y avoit que ces deux métaux alliés dans les cas que nous venons de citer, l'essai en seroit fort simple; il suffiroit de faire dissoudre le premier dans l'eau forte pure, et d'ajouter de l'argent au deuxième, pour en faire ensuite le départ; mais, presque toujours, il y a en même tems avec eux une certaine

quantité de cuivre, qu'il faut enlever par la coupellation : si c'est du doré, par exemple, que l'on ait à essayer, il ne sera pas nécessaire d'y ajouter de l'argent ; mais il faudra, après l'avoir déterminé par approximation, à l'aide des moyens exposés ci-dessus, y mettre la quantité de plomb convenable, et procéder à la coupellation comme pour les essais d'argent ordinaire ; mais quoiqu'ils contiennent de l'or, il faut bien se garder de donner aussi chaud que pour l'essai de ce métal, le seul qu'on ait alors en vue, tandis qu'ici il faut nécessairement connoître les quantités relatives d'or et d'argent qui composent le lingot doré. Lorsque le bouton est passé avec toutes les conditions qui caractérisent un bon essai, on en fait le retour avec soin à la balance, et on prend note de son poids, lequel donne la quantité d'alliage qu'il contenoit ; on applatit ensuite le bouton sous le marteau, on le fait recuire, et on le met dans un petit matras en poire à ouverture étroite ; on verse par dessus de l'eau forte pure, à vingt ou vingt-deux degrés, et on fait légèrement bouillir jusqu'à ce qu'il ne reste qu'une poussière au fond de la liqueur ; alors on laisse reposer pendant quelque tems pour que les parties de l'or se rassemblent au fond ; on décante ensuite la liqueur claire avec beaucoup de précaution ; on remet une nouvelle dose d'eau forte plus concentrée que la première, et on le fait encore bouillir pendant quelques minutes ; après avoir laissé déposer la poussière d'or, on verse l'eau forte comme la première fois ; on remplit le matras d'eau pure ; on renverse l'ouverture du matras dans un petit creuset à recuire, et lorsque toutes les particules d'or sont descendues dans le creuset, ce qu'on accélère en frappant doucement sur le matras, on élève légèrement ce

vase, et on le retourne avec beaucoup d'attention, pour ne pas donner un trop grand mouvement à l'eau, et ne pas faire sortir l'or du creuset avec l'eau, qui indubitablement l'entraîneroit.

On laisse également reposer l'or au fond du creuset; on agite même de quelques légers coups ce vaisseau, pour faciliter la précipitation de l'or, en le détachant de ses parois remplies d'aspérités qui le retiennent; alors on décante l'eau très-doucement, et on fait recuire le métal comme il a été dit à l'article de l'*essai de l'or*.

La quantité d'or obtenue donne celle de l'argent, puisqu'on connoissoit auparavant celle des deux métaux; il suffit donc de la soustraire de la somme totale.

Quant au cas où de l'or contiendroit de l'argent, dont on desireroit avoir le rapport, après l'avoir estimé à-peu-près par la pierre de touche, il faudroit y ajouter la dose d'argent capable de former l'inquartation, et le coupeller avec la quantité de plomb convenable, d'après l'indice acquis de la quantité d'alliage qu'il contient, peser le bouton de retour, et agir du reste comme pour l'essai de l'or ordinaire; il faut ici seulement défalquer, de la quantité d'argent trouvée par le poids de l'or, celle de l'argent que l'on y a mis.

Ceux qui desireroient avoir sur la coupellation de l'or et de l'argent des détails que je ne puis présenter ici, peuvent consulter un ouvrage de M. *Vauquelin*, intitulé : *Manuel de l'Essayeur*, in-4°, chez Bernard.

Parmi les acides, il n'y a que l'acide nitreux, nitro-muriatique, muriatique oxigéné, et l'acide chrômo-muriatique, suivant M. *Vauquelin*, qui aient quelqu'action sur l'or.

L'acide nitreux a la propriété, suivant M. *Deyeux*, de dissoudre une petite quantité d'or.

L'acide muriatique oxigéné dissout très-bien l'or sans aucune effervescence.

Mais le vrai dissolvant de l'or est l'acide nitro-muriatique, *eau régale*. Dans sa dissolution, il se dégage du gaz nitreux ; l'or s'empare d'abord de l'oxigène de l'acide nitrique ; ensuite cet oxide d'or est dissous par l'acide muriatique.

Si l'on fait rapprocher cette solution, qui est jaune, on obtient un muriate d'or, également jaune, cristallisé en prisme ou en octaèdre.

Chauffé doucement dans une cornue, le muriate d'or se sublime en partie ; le reste de l'or est sous une forme poreuse. C'est un poison violent ; il attire l'humidité de l'air.

Le phosphore, le gaz hydrogène et l'acide sulfureux décomposent la solution muriatique d'or.

La solution d'or est décomposée par la chaux et la magnésie ; l'or se précipite sous la forme d'une poudre jaunâtre, qui acquiert à l'air une couleur plus foncée.

Les alcalis ont aussi la propriété de décomposer le muriate d'or ; il se forme des sels triples ; souvent on obtient un précipité de couleur jaune. Si l'on met trop d'alcali, la liqueur prend une légère couleur purpurine, et le précipité se forme plus difficilement.

On peut dissoudre facilement le précipité obtenu par les alcalis dans les acides sulfurique, nitrique et muriatique.

Si l'on verse dans une dissolution d'or de la *liqueur*

des cailloux, potasse silicée, l'or est précipité en jaune pâle ; mais, en le chauffant, il devient d'un assez beau pourpre.

Avec l'ammoniaque, une partie de cet alcali s'unit avec l'acide muriatique, et l'autre se combine avec l'oxide d'or, pour former l'*oxide d'or ammoniacal* ou *or fulminant.*

Pour le préparer, on étend une solution de muriate d'or de trois ou quatre fois son poids d'eau distillée ; on y verse de l'ammoniaque caustique peu-à-peu, et jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité, en ayant soin de ne point en ajouter plus qu'il n'en faut, car l'excédant dissout facilement l'oxide suspendu dans la liqueur. On le lave avec soin, et on le fait sécher sur des papiers à l'air ; puis on le renferme dans des vaisseaux bouchés de linge ou recouverts de simple papier.

Si l'on met sur une lame de couteau une très-petite quantité d'or fulminant, et qu'on le fasse chauffer légèrement, il s'enflamme et produit une explosion violente. L'oxigène de l'oxide d'or s'empare de l'hydrogène et forme de l'eau qui, portée subitement à l'état de vapeur, fait explosion ; le gaz azote se dégage, et l'air reste pur ; on le trouve incrusté sur la lame du couteau sur lequel on fait l'expérience.

M. *Berthollet* a prouvé qu'en chauffant ce sel dans des tubes de métal, on obtenoit du gaz azote, quelques gouttes d'eau, et que l'or étoit réduit à l'état métallique.

Pour ôter à ce sel la fulmination, M. *Darcet* mit tremper de l'or fulminant dans de l'huile, et il poussa le mélange au feu dans un creuset.

L'or fulminant est soluble dans un excès d'alcali.

L'or est précipité de ses dissolutions par tous les corps qui ont plus d'affinité avec l'oxigène qu'il n'en a lui-même.

Avec l'acide sulfureux, on forme de l'acide sulfurique, et l'or se précipite.

C'est à-peu-près par le même moyen qu'on prépare dans les manufactures de porcelaine, le *précipité pourpre de Cassius.*

A cet effet, on précipite l'or de sa dissolution nitro-muriatique par une solution de muriate d'étain récent, très-étendu, il se fait un précipité pourpre.

Les expériences de *Pelletier* ont prouvé pourquoi la précipitation de l'or n'a pas lieu avec le muriate d'étain au *maximum.*

On obtient aussi un précipité de *Cassius* en mettant une lame d'étain dans une solution d'or; l'étain, comme dans l'expérience précédente, enlève l'oxigène à la solution.

De même les sulfites alcalins et le sulfate de fer vert ne précipitent la solution d'or, que parce que ces substances sont susceptibles de s'unir à une plus grande quantité d'oxigène, et qu'elles s'emparent de celui qui étoit uni à l'or, et à la faveur duquel il étoit tenu en solution.

Le sulfate de fer vert, versé dans une solution d'or cuivreuse, est un très-bon moyen de séparer l'or du muriate de cuivre. On lave le précipité, on le fait chauffer un peu, et on le traite par l'acide muriatique pour enlever une quantité de fer qui se précipite toujours enmême tems.

Plusieurs substances métalliques ont la propriété de séparer l'or de sa solution.

Le plomb et l'argent le précipitent en un pourpre sale et foncé.

Le cuivre et le fer le séparent avec son brillant métallique.

L'éther est encore un moyen de retirer l'or de sa solution ; c'est ainsi que le général *Lamotte* préparoit ses *gouttes*.

La dissolution d'or appliquée sur les os, l'ivoire, les plumes, et sur les matières végétales, telles que le linge, etc., y laisse une tache d'un rouge pourpre qui ne s'efface point ; sur la peau, la dissolution laisse de même des taches pourpres qui durent plusieurs jours : elles deviennent ensuite brunes, presque noires.

Quand on veut préparer l'or en chiffons, on plonge de vieux linges fins et très-propres dans une solution d'or, et lorsqu'ils en sont bien imbibés, on les fait sécher et brûler dans un creuset. Il reste une cendre de couleur pourpre foncée.

On se sert de cette poudre, appliquée au bout d'un bouchon de liége, pour dorer des pièces délicates de cuivre et d'argent.

L'or est employé à un grand nombre d'usages ; on l'applique à la surface des corps, qu'il défend des impressions de l'air ; cet art constitue en général les dorures.

CHAPITRE XXVI.

Du Plàtine.

Le platine, *platina*, petit argent, or blanc, se trouve à Santa-Fé, dans la province de Choco au Pérou, et à Saint-Domingue, d'après M. *Girould.*

M. *Vauquelin* l'a découvert depuis dans les mines d'argent de Guadalcanal en Estramadure. Il y a des variétés qui en contiennent dix pour cent.

Le minérai de platine est en petits grains applatis; le minérai gros grain est plus précieux.

La plus grosse masse qu'on ait encore vue, avoit à-peu-près le volume d'un œuf de pigeon.

M. *Guyton* en a vu la gangue, il a même publié qu'il avoit trouvé des grains adhérens à du feld-spath, ce qui fait présumer que le platine a été détaché par un ravin, et roule en forme de sable aurifère.

On ne connoit pas de mine aussi compliquée que celle de platine; les recherches de MM. *Proust*, *Descostils*, *Fourcroy* et *Vauquelin*, *Tennant*, *Wollaston* et autres, ont conduit à la connoissance de onze métaux dans le platine brut : ces métaux sont, le platine, l'or, l'argent, le fer, le cuivre, le chrôme, le titane, l'iridium, l'osmium, le rhodium et le palladium; quelques-uns y sont à l'état de sulfure.

Pour obtenir le platine en barre et malléable, M. *Jea-*

nely avoit indiqué le procédé suivant : il faut piler le platine à l'eau pour le débarrasser des parties ferrugineuses et hétérogènes qui y sont mêlées ; ce préliminaire rempli, je prends, dit l'auteur, trois marcs de platine, six marcs d'arsenic blanc en poudre, et deux marcs de potasse rafinée ; je mèle le tout ; je mets au feu un creuset du contenu de quarante marcs ; et quand mon fourneau et mon creuset sont bien chauds, je jette dans mon creuset un tiers du mélange, et je donne une bonne chaude, ensuite une seconde charge, et ainsi de suite, ayant soin à chaque charge de mêler le tout avec une baguette de platine : je donne alors un bon coup de feu : et, après m'être assuré que le tout est bien liquide, je retire mon creuset et je laisse refroidir. Après l'avoir cassé, je trouve un culot bien formé qui attire le barreau aimanté ; je brise mon culot, je le fonds une seconde fois de la même manière, et si cette seconde fonte ne l'a pas purifié du fer, je le fonds une troisième fois ; mais, en général, deux fontes suffisent, et si je suis forcé d'en faire une troisième, je réunis deux culots pour épargner un creuset et du charbon.

Cette première opération étant faite, je prends des creusets dont le fond est plat, d'une circonférence qui donne un culot d'environ trois pouces et un quart de diamètre ; je fais bien rougir mon creuset, et je jette dans chaque, trois marcs de platine qui a été fondu par l'arsenic après l'avoir brisé, et auquel je joins son poids égal d'arsenic et un marc environ de potasse raffinée ; je donne alors un bon coup de feu ; et après m'être assuré que le tout est bien liquide, je retire mon creuset du feu, et je le mets refroidir, observant de le placer hori-

sontalement, pour que mon culot soit d'égale épaisseur; après avoir cassé le creuset, je trouve un culot bien net et bien sonore, pesant communément trois marcs et trois onces; j'ai observé que plus il se combinoit d'arsenic avec le platine, plus sa purification étoit prompte et facile: dans cet état, je mets mon culot dans un fourneau à moufle, laquelle ne doit pas être plus haute que la circonférence des culots placés sur leur champ et un peu inclinés contre les parois de la moufle; j'en place de cette manière trois de chaque côté; je mets le feu à mon fourneau, afin que la moufle soit également chauffée dans sa circonférence, et à l'instant que les culots commencent à évaporer, je ferme les portes de mon fourneau pour soutenir le feu au même degré; ce qui doit être observé jusqu'à la fin de l'opération, car un seul coup de feu trop violent détruiroit toutes les peines que l'on se seroit données jusque-là; je fais évaporer mes culots pendant six heures, ayant soin de changer de place, pour qu'ils reçoivent tous le même degré de chaleur, et je les mets dans de l'huile commune; je les tiens le même espace de tems à un feu suffisant, pour dissiper l'huile en fumée; je continue cette opération tout le tems que le culot évapore, et lorsque l'évaporation cesse, je pousse le feu autant qu'il m'est possible par le moyen de l'huile. Les vapeurs arsenicales ont un brillant métallique, que je n'obtiens pas sans cet intermède, et je n'avois jamais pu avoir le platine parfaitement malléable sans cet agent.

Si les préliminaires que j'indique ont été bien suivis, l'opération ne dure que huit jours. Alors je décape mes culots dans l'acide nitreux, je les fais bouillir dans de l'eau distillée jusqu'à ce qu'ils ne contiennent plus d'a-

cide ; j'en mets alors plusieurs l'un sur l'autre, je leur applique le degré de chaleur le plus fort possible, et je les frappe au mouton, ayant soin, à la première chaude, de les rougir dans un creuset, pour qu'il ne s'introduise aucuns corps étrangers dans mes culots, qui ne sont que des masses spongieuses avant cette première compression; après, je les chauffe à nu et j'en forme un carré, que je frappe sur toutes les faces plus ou moins longtems, suivant qu'ils ont du volume.

M. *Guyton* a substitué avec avantage l'arseniate de potasse à l'oxide d'arsenic.

Pour extraire le platine de son minérai, on commence par l'étendre sur une table, et à l'aide d'un soufflet, on sépare les substances les plus légères ; on le fait ensuite bouillir avec de l'acide muriatique simple, qui dissout le fer et le titane ; il se dégage du gaz hydrogène sulfuré. On décante la liqueur, et l'on fait bouillir la matière restante avec l'acide nitro-muriatique très-concentré, à plusieurs reprises, il en faut au moins seize parties. Il reste une poudre noire, insoluble, qui fait à-peu-près le $\frac{1}{50}$ du platine employé, qu'on met à part. On fait évaporer la liqueur surnageante jusqu'à siccité, et l'on dissout dans l'eau ; on y verse du muriate d'ammoniaque, qui forme un précipité jaune, et l'on cesse d'en ajouter quand la couleur du précipité commence à devenir plus foncée. On sépare le précipité, on le lave et l'on fait sécher ; on obtient ainsi un sel triple, de couleur jaune, composé d'acide muriatique, d'ammoniaque et de platine. On le fait ensuite chauffer graduellement jusqu'au rouge, dans un creuset de platine ; lorsqu'on n'apperçoit plus de vapeurs, on retire le creuset du feu, et l'on trouve une

masse spongieuse, de couleur blanche, qui est le platine.

Ce métal, ainsi réduit, est d'un blanc argentin. Sa pesanteur spécifique est de 20,980. Cette substance est la plus dure après le fer, la plus ductile après l'or, et la plus tenace après l'or, le fer et le cuivre.

M. *Guyton* estime sa fusibilité à 170; c'est-à-dire, à un degré encore inconnu ou supérieur à la dernière limite du pyromètre de *Wedgwood.*

On peut fondre le platine au feu alimenté par le gaz oxigène, au miroir ardent, et à l'action de la déflagration du nitre.

M. *Guyton* est aussi parvenu à en fondre de petites portions dans un creuset, à l'aide de son flux réductif, en employant à cette opération le fourneau à vent de *Macquer.*

Le platine est susceptible de s'oxider par l'étincelle électrique.

Le platine phosphoré détonne aussi lorsqu'on le projette sur du nitre fondu.

On peut obtenir un phosphure de platine, en faisant rougir fortement le métal, et y jettant ensuite un morceau de phosphore; on remue avec une baguette de fer, et la combinaison a lieu.

Cette combinaison ainsi que les suivantes ont été faites avec le platine, tel qu'on le connoissoit avant les expériences rapportées ci-dessus.

Le soufre n'attaque point le platine; mais les sulfures alcalins le dissolvent. On n'a point encore examiné cette combinaison.

Il y a beaucoup de métaux avec lesquels on n'a point encore allié le platine. Parmi ceux sur lesquels on a fait des essais ; on distingue le bismuth, l'antimoine, le zinc, le mercure, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent et l'or.

Avec le bismuth, on obtient un alliage aigre et cassant, qui devient jaune, pourpre et noirâtre à l'air.

Uni à l'antimoine, il donne un métal cassant, à facettes, On prend, d'après *Lewis*, une partie de platine sur vingt d'antimoine.

Pour obtenir l'alliage de zinc et de platine, on fait chauffer à blanc une partie de platine avec un peu de borax, on ajoute une quantité égale de zinc au platine employé. Le zinc s'enflamme, et le platine fond.

L'alliage a le grain très-serré, d'une couleur matte, et tirant davantage sur le bleu que le zinc pur.

M. *Guyton* a fait voir que le mercure dissolvoit le platine, et formoit avec lui un véritable amalgame ; on peut l'obtenir en cristaux, comme celui des autres métaux, et par les mêmes procédés.

Une lame de platine de 26 millimètres de longueur et 15 de largeur, pesant 63,34 centig., l'ayant roulée en demi-cylindre, on l'a introduite dans un matras de verre dont le col avoit 30 centimètres de longueur ; on versa dessus 68 grammes de mercure. Le platine surnagea constamment, même après avoir été enfoncé sous le mercure, à plusieurs reprises, ce qui obligea de l'y tenir fixé par une baguette de verre.

On place ensuite le matras dans un creuset rempli de sable, qui couvre entièrement la boule du matras, et

l'on pose le creuset sur une tourte au fourneau de fusion. On entretient le feu pendant une heure et demie, et on le pousse jusqu'à faire rougir la boule du matras. Pendant l'opération, le mercure s'élève le long du col du matras et retombe en globules ; une partie passe au-dessus de l'orifice avant de se condenser. Le déchet, de près d'un cinquième sur la quantité de mercure employé, en a fourni la preuve à M. *Guyton*. Dans cette opération, la lame de platine augmente de poids ; elle est pénétrée de mercure, et devient très-cassante, enfin, dans un état bien prononcé d'amalgamation.

Parties égales de platine et de cuivre rouge se fondent à un feu vif et violent, mais ne coulent pas.

Le platine diminue la ductilité de l'étain. Une partie de platine et huit d'étain donnent un métal assez ductile.

Le platine et l'argent s'unissent difficilement.

Une partie de platine et sept d'argent se fondent facilement ; le mélange est assez ductile.

Il faut un violent coup de feu pour unir l'or au platine. Il altère beaucoup la couleur de ce métal, à moins qu'il ne soit en très-petite quantité ; par exemple, un 47e. de platine, et toutes les proportions au-dessous de celle-là, ne changent pas beaucoup la couleur de l'or.

Parmi les acides, il n'y a que l'acide nitro-muriatique qui puisse dissoudre le platine.

Il faut environ 16 parties d'acide nitro-muriatique fait à parties égales, pour en dissoudre une de ce métal. On fait cette dissolution dans une cornue, on la pose sur un bain de sable, et on y adapte un récipient : dès que l'acide est chaud, il se dégage du gaz nitreux, ensuite du gaz

azote, et la solution acquiert une couleur rougeâtre foncée, et colore la peau en brun.

La liqueur évaporée en consistance de sirop, pour en chasser la surabondance d'acide, cristallise en longs prismes comprimés, d'une couleur rouge, brune, extrêmement riche.

Exposé au feu, ces cristaux perdent d'abord leur eau de cristallisation, ensuite l'acide muriatique, et il reste de l'oxide de platine dans la cornue.

Si l'on traite cet oxide avec du charbon, on obtient le platine à l'état métallique.

On n'a pas encore bien examiné l'action des acides sulfurique et muriatique dans la dissolution de ce sel : on sait seulement que ces deux acides y occasionnent un précipité coloré.

Les alcalis et plusieurs terres salino-terreuses décomposent le muriate de platine.

En versant de la potasse dans une dissolution de ce sel, il y a un précipité qui est un sel triple, composé d'acide muriatique, de potasse et d'oxide de platine : ce n'est pas, comme on pourroit le croire, de l'oxide de platine ; car ce précipité se dissout entièrement dans l'eau, tandis que l'oxide de platine n'est pas soluble : ce qui prouve encore que c'est un sel triple, c'est que l'on obtient aussi un précipité, en versant dans du muriate de platine, un sel quelconque à base de potasse.

On obtient les mêmes résultats avec l'ammoniaque, et les sels dans lesquels elle entre, qui forment tous un précipité jaune.

Cette propriété, qu'ont ces deux alcalis, de former des

sels triples, est très-utile quand on veut séparer l'or du platine.

A cet effet, on dissout le tout, on y verse de la potasse, et il se forme un sel triple avec le platine, tandis que l'or reste en dissolution.

On peut encore séparer l'or par le sulfate de fer, qui précipite l'or et non le platine.

La soude et les sels à base de soude font aussi un sel triple avec le muriate de platine. En évaporant la liqueur on obtient de beaux prismes très-longs colorés en rouge brun.

D'après M. *Mussin-Pushkin* on obtient aussi des sels triples en versant dans la dissolution muriatique de platine, du muriate de barite et de magnésie.

Le platine peut se combiner avec l'ammoniaque, ce qui constitue le platine fulminant. MM. *Fourcroy*, *Vauquelin* et *Proust* en font mention. On l'obtient en précipitant le muriate de platine ammoniacal par la potasse. Le platine fulminant ne détonne pas facilement. Si on l'expose à une chaleur brusque, il décrépite seulement en répandant une fumée noire.

La plupart des sels neutres n'ont pas d'action sensible sur le platine. On peut voir le résultat de plusieurs expériences, dans les Mémoires de *Margraff*.

Le nitrate de potasse, jetté sur du platine fortement chauffé, l'oxide.

On met dans un creuset quatre parties de platine et huit de nitrate de potasse; on place le creuset dans un fourneau de forge, et on le chauffe fortement. *Lewis* a soutenu le feu pendant trois jours et trois nuits : au bout de ce tems, il sépara la matière du creuset, et la fit bouillir

dans de l'eau, pour dissoudre le sel; le platine avoit acquis une couleur de rouille de fer, et diminué de plus d'un tiers : en filtrant la liqueur, on obtient une poudre brunâtre. *Lewis* la fit calciner trois fois de suite, en la mêlant chaque fois avec le double de son poids de nitrate de potasse. Il parvint à donner à cet oxide une couleur grise blanchâtre, en le distillant un grand nombre de fois avec le muriate ammoniacal.

Margraff, qui a répété les expériences de *Lewis*, a ajouté que le platine, combiné avec l'alcali du nitre, et délayé dans une certaine quantité d'eau, forme une gelée, et qu'en chauffant la portion de ce métal, séparée de cette gelée étendue d'eau et filtrée, elle a pris une couleur noire comme de la poix.

Cette expérience n'a pas encore été faite : peut-être seroit-il possible d'oxider, par ce moyen, le platine.

Le muriate oxigéné de potasse, d'après les expériences de M. *Guyton*, produit, en beaucoup de circonstances, les mêmes effets que le nitrate de potasse, et qui sont dus principalement à l'oxigène. Son procédé consiste à faire rougir dans un petit creuset, sous la moufle du fourneau de coupelle, deux petites lames de platine, l'une très-mince, du poids exact de 151 milligrammes; l'autre plus épaisse, pesant très-juste 1890 milligrammes. On projette dessus, à diverses reprises, huit grammes de muriate oxigéné de potasse. Il n'y a ni détonnation, ni fusion; le sel se volatilise complettement, sans laisser de résidu. Les deux lames de platine n'éprouvent aucun changement apparent, si ce n'est que leur surface est d'un poli plus mat, et qu'elles augmentent de poids de

quelques milligrammes, celle qui est plus mince et qui présente plus de surface, acquiert plus que l'autre. Pour en avoir la preuve, on fait bouillir de l'acide acétique sur ces lames, (si l'on repèse les lames, la première se trouve avoir conservé 5 milligrammes des cinq qu'elle avoit pris; la seconde au contraire, perd un demi décimilligramme de son poids primitif). On verse dans la liqueur du prussiate de chaux, qui la trouble sur-le-champ, et qui y occasionne un précipité d'un blanc verdâtre. La liqueur filtrée, passe trouble et blanche, la partie verdâtre reste sur le filtre; si l'on filtre une seconde fois, elle passe encore trouble, quoiqu'il y ait excès d'acide; à une troisième filtration, la liqueur passe claire: évaporée dans une capsule et réduite à moitié, la liqueur reprend une nuance de vert clair très-sensible, et laisse un résidu de la même couleur.

Cette expérience de M. *Guyton*, prouve que le platine, porté au rouge, s'oxide à sa surface par le muriate oxigéné de potasse, quoique ce sel, bientôt emporté par sa sublimation, ne forme que momentanément un bain fluide sur le métal.

Le platine doit être regardé comme le métal le plus indestructible; les arts en retireront les plus grands avantages.

On en fait des creusets et des cuillers pour les expériences au chalumeau.

M. *Darcet* a appliqué les oxides de platine à la peinture sur porcelaine, dans les ateliers de la manufacture de Sèvres; et M. *Conté* en a tiré parti pour des couleurs d'émaux.

Les feuilles de platine s'appliquent aussi, comme celles d'or, sur la porcelaine.

CHAPITRE XXVII.

Nouveaux Métaux alliés au minérai de Platine.

§. Ier.

Iridium.

Ce métal découvert par *Tennant*, a reçu ce nom, parce qu'il a la propriété de teindre ses solutions de beaucoup de couleurs différentes.

On l'obtient en traitant la poudre noire dont nous avons parlé à l'article platine; M. *Tennant* a trouvé qu'elle étoit composée de deux métaux particuliers. MM. *Descostils*, *Fourcroy* et *Vauquelin* ont reconnu l'*iridium*; et les propriétés que ces chimistes ont décrites sont : de rougir les précipités de platine par le sel ammoniac, de se dissoudre dans l'acide muriatique, d'être précipité par l'infusion de noix de galle, et le prussiate de potasse.

Le métal est d'un blanc mat d'argent, très-dur, difficile à fondre, fixe au feu et cassant.

Il est inattaquable par les acides simples, très-peu par l'acide nitro-muriatique s'il n'a pas été préalablement

très-divisé. Il ne s'oxide pas par la simple action du feu, mais il est oxidable et soluble par les alcalis fixes, auxquels il donne tantôt une couleur rouge, tantôt une couleur bleue. Une fois oxidé par les alcalis, il se dissout dans les acides qu'il colore en bleu, en vert, en rouge brun ou en violet, selon l'état d'oxidation où il se trouve; il donne à ses combinaisons avec l'acide muriatique des couleurs bleue, verte et rouge, et constamment violette avec les acides sulfurique et nitrique, qui toutes sont détruites à l'instant par quelques atômes de sulfate de fer, de muriate d'étain au *minimum*, et par plusieurs autres substances combustibles.

Le muriate d'iridium rouge se combine au muriate de platine et d'ammoniaque, et les colore en rouge, ainsi que M. *Descostils* l'a reconnu.

§. II.

Osmium.

M. *Tennant* a donné à ce métal le nom d'*osmium*, parce que son oxide répand une odeur très-forte.

Il s'obtient, d'après ce chimiste, en chauffant la poudre noire résidu du platine avec la potasse caustique, on ajoute après un acide, et l'on distille. L'oxide de ce métal étant très-volatil passe avec l'eau dans laquelle on le trouve dissous; cette solution est sans couleur, son oxide a une odeur très-forte, il donne à la peau une couleur rouge foncée. En se combinant avec la potasse ou la chaux, il devient jaune.

On n'a pu encore obtenir ce métal que sous forme de poussière noire, qui est très-volatile, très-oxidable et dont l'oxide est blanc, très-fusible, extrêmement volatil, se dissout dans l'eau, s'élève avec elle en vapeurs et lui donne une odeur et une saveur très-fortes. MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* ont découvert les premiers en 803, ce métal singulier et très-différent de tous les autres par son odeur et sa volatilité avec l'eau. M. *Tennant* ne l'a trouvé et distingué que quelques mois après ces chimistes, puisqu'il cite dans sa dissertation le premier mémoire que MM. *Fourcroy* et *Vauquelin* avoient publié dans les Annales de Chimie. Ils l'avoient d'abord nommé *ptène*.

Les caractères principaux de la solution de l'oxide d'osmium, sont de se colorer en très-beau bleu par la plus petite quantité d'infusion de noix de galle; de colorer en noir toutes les substances organiques d'une manière indélébile; enfin de se précipiter de sa solution sous forme de poudre noire, au moyen du zinc et d'un peu d'acide muriatique.

§. III.

Rhodium.

M. *Wollaston* a nommé ainsi ce métal à cause de la couleur rose qu'il communique à ses solutions dans les acides; c'est un métal de couleur grise, facilement réductible, fixe au feu, et infusible, dont l'oxide jaune colore en beau rose ses combinaisons avec les acides, et qui est précipité en jaune par les alcalis; ses sels forment avec la soude et l'ammoniaque, des sels triples insolubles dans

l'alcool, mais solubles dans l'eau. Il n'est pas précipité de ses solutions par le prussiate de potasse. Les solutions prennent une couleur extrêmement foncée par le muriate d'étain.

Le rhodium ne se dissout point dans des acides simples, mais il se dissout dans l'acide nitro-muriatique, et fournit une liqueur d'un très-beau rose.

Ce métal se trouve dans l'eau mère du muriate de platine. Sa préparation est fondée sur la solubilité du sel triple que ce métal forme avec le muriate de soude.

Quand on a précipité le platine de sa solution par le muriate d'ammoniaque, on peut obtenir à l'aide du zinc, un précipité contenant plusieurs métaux qu'on purifie par l'acide muriatique affoibli. On mêle le reste avec la moitié de son poids de muriate de soude, et on fait digérer le tout dans l'acide nitro-muriatique affoibli. En faisant complettement évaporer cette solution, il reste trois sels triples, savoir les muriates de platine, de palladium et de rhodium combinés avec la soude. Les deux premiers se dissolvent dans l'alcool, et le sel triple de rhodium reste insoluble. Il se dissout dans l'eau; les alcalis purs en précipitent un oxide jaune qu'on peut réduire par la chaleur.

§. IV.

Palladium.

Le *palladium* est un métal blanc, ductile, plus pesant que l'argent, soluble dans l'acide nitrique, donnant à ses solutions une belle couleur rouge, précipitable à l'état métallique par le sulfate de fer, et en brun verdâtre par le prussiate de potasse, formant avec la soude un sel triple soluble dans l'alcool, et devenant très-fusible par son union avec le soufre.

Ce métal est contenu dans la solution du minérai de platine, par l'acide nitro-muriatique, et y reste après que le platine en a été séparé par le muriate d'ammoniaque. On le sépare du muriate d'*osmium* par le prussiate de soude, qui forme un précipité. La quantité de palladium qu'on obtient est $\frac{1}{200}$ du platine brut.

CHAPITRE XXVIII.

Des Eaux minérales.

§. Ier.

Ce n'est point ici un traité complet des eaux minérales que je présente, *Bergmann*, *Guyton*, *Fourcroy*, *Westrumb* et plusieurs autres chimistes, ont rempli cette tâche

de manière à ne rien laisser desirer. C'est un exposé succinct qui ne peut être que très-utile à ceux qui commencent l'étude de la chimie.

On appelle eaux minérales, celles qui ont des vertus médicinales.

Les eaux minérales ont été ainsi nommées à cause de quelques vertus qu'on leur attribuoit. Dans la suite on a distingué les eaux en *salubres* et *insalubres*.

L'eau par elle même, et exempte de toute matière hétérogène, est, autant qu'on peut le conjecturer, toujours de la même nature; mais lorsqu'elle se charge de particules étrangères, elle acquiert des propriétés différentes; les unes sont bonnes pour notre usage, les autres n'y conviennent pas. Les eaux salutaires n'ont pas encore, à beaucoup près, la même force; elle varie à raison de l'abondance et de la nature des principes qu'elles contiennent. Celles que l'expérience a fait reconnoître comme très-efficaces en certains cas, pourroient être, dans d'autres, inutiles ou même nuisibles. Dans les brasseries, dans les boulangeries, pour la coction des légumes, pour le blanchiment des toiles, pour la préparation des cuirs et des peaux, pour la fabrication du papier, et dans une infinité d'autres manufactures, la qualité de l'eau est d'une telle importance, que le succès des opérations en dépend.

Les naturalistes embrassent toutes les eaux, médicinales, salubres, insalubres, propres aux arts, etc.

Il y a pour les eaux quatre grands caractères généraux; mais comme ils se trouvent réunis dans les mêmes eaux, ils ont fait longtems la base des classifications, et on peut aujourd'hui les conserver d'après les connoissances que nous avons acquises.

On distinguoit autrefois les eaux en cinq espèces : 1°. eaux thermales, ou eaux chaudes ; 2°. eaux gazeuses ; 3°. eaux salines ; 4°. eaux martiales ; 5°. eaux crues, parce qu'elles contenoient des sels qui décomposent le savon ; c'est ce qui arrive dans les eaux chargées de sulfate de chaux.

Voilà quelles étoient autrefois les divisions de l'ancienne classification ; mais elles ne conviennent pas quand il y a des eaux à la fois gazeuses et salines ou martiales.

La cause ordinaire de la chaleur des eaux thermales est assez difficile à trouver. Comment telle fontaine conserve-t-elle toujours à-peu-près le même degré de chaleur pendant un grand nombre de siècles ?

On ne peut attribuer cette chaleur à des volcans qui n'ont pas toujours la même intensité de chaleur. Cependant cela peut être dans quelques cas particuliers.

Il faut donc avoir recours à des pyrites en décomposition, qui à l'aide de l'eau et d'un grand degré de chaleur, fournissent en même tems l'acide carbonique, le fer, les différens sels, le gaz hydrogène sulfuré, etc.

Les eaux minérales froides seront dues également à des pyrites en décomposition, mais le foyer étant assez éloigné de l'issue de la fontaine, ces eaux ont le tems de se refroidir.

Il faut néanmoins, ou que ces pyrites elles-mêmes en décomposition ne soient pas très-abondantes, puisqu'elles réduiroient les eaux en vapeurs et produiroient une espèce de volcan : ou que les eaux ne passent pas dans le centre du foyer de ces pyrites : ces pyrites conserveront pour lors le même degré de chaleur pendant une longue suite de siècles, qu'elles communiqueront aux eaux qui couleront

dans leur voisinage; ces eaux se chargeront en même tems des fluides élastiques qui s'en dégageront, et de petites portions de fer et de sels qu'elles rencontreront, ou qui seront fournies par quelques pyrites écartées.

Quant à l'origine des fontaines, il est bien prouvé qu'elle est due aux eaux pluviales, aux neiges, etc.; ces eaux imprègnent la terre comme une éponge, et, suivant les pentes des couches, se rendent dans les vallées.

Dans les pays granitiques, les fontaines sont extrêmement communes, parce qu'il y a peu de terre.

Mais, dans les pays calcaires, ces fontaines sont plus rares, parce que ces terreins sont remplis de fentes où les eaux se perdent, et vont sortir enfin sous un volume assez considérable.

Quelquefois elles forment des lacs souterreins qui vont se rendre directement dans le sein des mers, comme le prouvent les fontaines d'eaux douces qu'on trouve dans la mer.

Il se peut que quelques-uns de ces courans se perdent dans l'intérieur du globe.

Il est aussi possible qu'il se volatilise de son intérieur quelques portions d'eau qui entretiendroient quelques fontaines.

Manière de reconnoître les eaux.

1°. Faire une description physique de la source; 2°. prendre la pesanteur spécifique de l'eau; 3°. en constater la chaleur thermométrique; 4°. la juger ensuite par les réactifs.

Le tableau suivant est divisé en deux parties: la 1re. con-

-ent trois colonnes. Dans la 1re. on trouve distribuées les -euf espèces d'eaux, dans la 2e. sont les subdivisions de -s eaux, et dans la 3e. les exemples les plus connus pour -ésigner de suite de quel genre étoit l'eau.

La 2e. partie renferme aussi trois colonnes. La 1re. indique -s substances qui se trouvent dans les eaux, la 2e. les -éactifs que l'on doit employer pour les reconnoître, et la -e. les effets résultant des réactifs employés.

PREMIÈRE PARTIE.

CLASSES.	DIVISIONS.	EXEMP
Ire. EAU pure.	Distillée. De pluie, de neige. Glace.	Nota. *Le litre cube d'eau pure mètres de press degrés du therm* 998,31 *grammes anciennes mesu*
II. EAUX communes.	Thermales	Luxeuil
	Froides	De rivières, de puits, etc.
III. EAU de mer.	A la surface	Nauséabonde.
	A 60 brasses	Purement salée.
IV. EAUX gazeuses simples.	Thermales froides	Prémeaux.
V. EAUX gazeuses salines.	Thermales	Mont-d'or, Vic Chateldon, Asc Bains de Pise et (
	Froides	Seltz, Pyrmont, Saint-Mion, Ba Langeac.
VI. EAUX gazeuses salines ferrug.	Thermales	
	froides	Spa, Bussang. Pougues, Domin De Wals.
VII. EAUX salines.	Thermales	Bourbonne-les-I
	Froides	Sedlitz, Seydsch Egra, Balaruc, mothe, etc.
VIII. EAUX salines ferrugineuses.	Tenant carbonate de fer	Forge, Aumale. L'Obreville.
	Tenant sulfate de fer	Passy, Larongue
IX. EAUX sulfureuses.	Thermales	Barrège, Canter Eauxbonnes, Sai Aix-la-Chapelle
	Froides	Montmorenci. Medvi.

SECONDE PARTIE.

TANCES TROUVENT.	RÉACTIFS APPROPRIÉS.	EFFETS RÉSULTANT.
. . . .	Sulfate de fer.	Sulfate jaune oxidé
	Acide sulfureux	Soufre précipité.
ne sulfureux . .	Acide nitreux	*Id.*
	Acide muriatique oxigéné. . .	*Id.*
in. . . .	Acide acétique.	*Id.*
:	Dissolution de plomb.	Précip té noir.
ırbonique. . . .	Eau de chaux.	Carbonate de chaux précipité.
: chaux	Acide oxalique	Oxalate d chaux.
: magnésie . . .	Ammoniaque.	Magnésie précipitée.
: soude	Eau de chaux	Carbonate de chaux.
: fer	Prussiates	Bleu de Prusse.
	Acide gallique	Couleur pourpre.
	Dissolution de barite.	Sulfate de barite.
ique	Nitrate de barite	*Id.*
	Nitrate de Mercure	Sulfate jaune ou blanc.
mine	Infusion de tournesol.	Altération en rouge.
	Potasse.	Précipité, puis redissous.
	Dissolution de savon	Savon calcaire.
ux	Acide oxalique	Oxalate de chaux.
	Sels baritiques.	Sulfate de barite.
. . . .	Prussiates	Bleu de Prusse.
	Acide gallique.	Couleur noire.
	Ammoniaque	Couleur bleue.
vre	Fer décapé	Cuivre précipité.
	Prussiate de potasse	Précipité brun.
	Acide oxalique	Oxalate de chaux.
haux	Carbonate de potasse	Carbonate de chaux.
nésie	Eau de chaux.	Magnésie précipitée.
asse	Alcool	Cristallisation subite.
tique	Dissolution de nitrate d'argent.	Précipité blanc caséeux, muriate d'argent.
	— de nitrate de mercure . . .	Muriate mercuriel précipité.
chaux . . . / magnésie . .	Pour l'acide, acide sulfurique, qui donne des vapeurs visibles à l'approche de l'ammoniaque.	
soude	Nitrate d'argent.	Précipité caséeux.
	Prussiates	Bleu de Prusse.
er.	Acide gallique	Couleur pourpre obscure.
que.	Nitrate de mercure	Borate mercuriel.

§. II.

Analyse d'une Eau minérale.

L'art d'analyser les eaux est peut-être ce qu'il y a de plus difficile en chimie ; souvent elles se trouvent composées de six, sept ou huit substances différentes dont il faut déterminer le caractère et la quantité. Parmi ces substances, il y en a de volatiles, d'autres qui se décomposent dans l'analyse ; et quoiqu'on ait beaucoup d'acquis dans la science chimique, on a souvent besoin encore d'une étude particulière, pour ne pas se tromper dans bien des cas. *Bergmann* qui avoit senti ces difficultés, a traité cet objet tel qu'on devoit l'attendre de son génie. Sa dissertation est peut-être un chef-d'œuvre dans ce genre, et ne sauroit être trop connue. La belle analyse des eaux d'Enghien, par M. *Fourcroy*, celle de Plombières, par M. *Vauquelin*, peuvent encore servir de modèle.

Sans rappeler ici toutes les découvertes particulières qui ont été faites par les modernes pour perfectionner l'analyse des eaux minérales, je prendrai les exemples que j'ai à donner sur cette matière dans les ouvrages des hommes célèbres que j'ai cités. Ces exemples réduits en principes seront suffisans pour un mode général d'analyse.

Les substances qui sont tenues en solution, et qui sont unies d'une manière plus intime, soit entre elles soit avec l'eau, sont :

A. L'air atmosphérique : il existe dans la plupart des eaux, on l'en sépare par l'ébullition, et à l'aide de la ma-

chine pneumatique : elles le reprennent insensiblement dans l'atmosphère.

B. L'acide carbonique : cet acide se trouve aussi dans les eaux, mais en quantité bien différente. Il s'élève avec l'air sous le récipient de la machine pneumatique, et augmente en se dilatant le nombre des bulles ; il donne à l'eau une saveur fraîche et piquante.

C. Le gaz hydrogène : ce gaz s'élève quelquefois des eaux, cependant il n'y séjourne pas ; il vient du sol et s'étend à leur surface.

D. L'acide boracique se trouve dans différens lacs de Toscane, accompagné des borates alcalins.

E. La potasse y est rarement, et presque toujours, jointe à d'autres substances ; quelquefois engagée dans les acides sulfurique, ou muriatique, et souvent avec l'acide nitrique.

F. La soude y existe au contraire fréquemment, unie ou à l'acide carbonique, ou à l'acide sulfurique, ou à l'acide muriatique.

G. L'ammoniaque que les eaux tiennent quelquefois, leur a été fournie probablement par la décomposition des matières végétales et animales. Elle est presque toujours unie à quelqu'acide.

H. La chaux s'y trouve fréquemment engagée avec les acides carbonique, sulfurique, nitrique, ou muriatique.

I. La magnésie n'y est pas aussi commune ; on y trouve cependant le carbonate de magnésie, le sulfate de magnésie, le nitrate de magnésie, ou le muriate de magnésie.

K. Le sulfate d'alumine ne s'y rencontre que rarement.

L. Le fer est de tous les métaux celui qu'on y découvre le plus ordinairement, quelquefois à l'état de carbonate, quelquefois en état de sulfate, et de muriate.

M. Le cuivre a été trouvé dans les eaux à l'état de sulfate.

N. L'arsenic y est très-rarement, et sous forme d'oxide.

Les eaux sont encore chargées quelquefois de la matière extractive des substances végétales et animales qu'elles rencontrent dans l'intérieur de la terre; de là vient qu'elles sont sujettes à se corrompre, lorsqu'il y en a une certaine quantité.

On trouve aussi dans les eaux thermales, quelquefois même dans les eaux froides qui tiennent du carbonate de fer en dissolution, un fluide élastique qui se volatilise avec facilité; c'est du gaz hydrogène sulfuré.

D'après *Bergmann*, il y a deux manières d'analyser les eaux, par les réactifs, et par l'évaporation, ou distillation; mais en général, on doit procéder à-la-fois suivant les deux méthodes.

Il faut encore que la synthèse confirme l'analyse, pour qu'il ne reste aucune incertitude.

D'abord il faut décrire les propriétés physiques de l'eau qu'on analyse : 1°. la vue distingue plusieurs de ces qualités. L'eau peut être limpide, ou louche, tirant au rouge ou au jaune, ou bleue, ou verte. 2°. Son odeur. 3°. Saveur piquante, amère, austère, styptique, salée, alcaline, enfin métallique. 4°. On ne doit pas négliger d'en prendre la pesanteur spécifique. 5°. Il faut s'assurer de leur température; examiner si elle est la même à la source pendant toute l'année, ou si, au contraire, elle suit les variations de l'atmosphère; si elle gèle l'hiver; si les

eaux chaudes ne forment pas de dépôt en se refroidissant; si après ce refroidissement leur odeur et leur saveur ne sont pas diminuées ou même entièrement détruites. 6°. On ne doit pas négliger les considérations prises des lieux, telles que la situation; tant par rapport à la géographie naturelle qu'à la géographie politique, le caractère et l'élévation du sol dans les environs. On observera si la quantité d'eau est constante toute l'année; si elle varie suivant les sécheresses et les pluies; si elle est stagnante; si son cours est lent ou rapide, etc. Si ces eaux déposent dans leurs lits des sels, des terres, ou un oxide de fer; s'il n'y a pas quelque efflorescence saline dans le voisinage; s'il ne se sublime pas du soufre aux voûtes et dans les canaux; si elles sortent de terre tranquillement, ou avec une sorte d'ébullition, etc.

Enfin, il est bon de savoir s'il croît des végétaux dans la fontaine même, et s'il y a quelques animaux.

Des propriétés physiques on passe à l'action des réactifs. (Voyez l'article *Réactifs*, et le tableau, pag. 613.

Moyen de reconnoître dans les eaux les substances volatiles.

On prend une quantité déterminée d'eau qu'on veut analyser, on la met dans une cornue de verre, on y adapte un ballon muni d'un tube recourbé qui va plonger sous une cloche à l'appareil pneumato-chimique, soit à l'eau, soit au mercure, mais de préférence au mercure; on pose la cornue sur un bain de sable. Tout étant ainsi disposé, on allume le feu, qui doit être continué jusqu'à l'ébullition. Le calorique qui pénètre, dégage une quantité

de bulles, qui augmentent à mesure que la liqueur s'échauffe; elles traversent le mercure, et se rassemblent au haut du vase. On continue l'ébullition jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de bulles. L'opération achevée, on marque sur le vase le point où se trouve la surface du mercure, afin de prendre la mesure cubique de l'espace qui paroît vide. Le fluide élastique ainsi obtenu, est ordinairement composé en partie d'air atmosphérique, et en partie d'acide carbonique; pour s'en assurer et en déterminer les quantités, voici comme on doit opérer :

On fait passer le gaz obtenu, après avoir mesuré sa quantité, dans un flacon rempli d'eau de chaux; on agite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. L'eau de chaux s'empare de l'acide carbonique, et il ne reste que l'air atmosphérique dont on fait la déduction sur le volume total, et on a la quantité précise d'acide carbonique.

On peut aussi déterminer la quantité d'acide carbonique par son poids. A cet effet, on met dans un grand flacon un ou deux kilogrammes de l'eau chargée d'acide carbonique; on le bouche, après y avoir versé de l'eau de chaux par excès. Quand tout le précipité est formé, on sépare la liqueur avec un syphon, ou on filtre sans le contact de l'air; on édulcore; on sèche le précipité, et on juge du poids de l'acide carbonique par celui du carbonate calcaire obtenu.

Pour distinguer l'acide carbonique libre de celui qui peut être engagé dans une base, on répète la même opération sur de l'eau privée d'air atmosphérique par l'ébullition. D'après le calcul, on sait que le carbonate calcaire contient acide carbonique 34, chaux 55, eau 11.

Il s'élève aussi, pendant la distillation, d'autres fluides élastiques ; souvent on trouve de l'azote, du gaz hydrogène sulfuré, etc. Dans ce cas, il faut 1°. s'assurer de la présence de l'azote par les couleurs bleues végétales et par l'eau de chaux, qui n'éprouvent aucun changement si le gaz azote est pur ; 2°. on décompose le gaz hydrogène sulfuré par le gaz nitreux ; alors, le soufre se dépose sur les parois de la cloche, et le gaz hydrogène brûle.

L'eau qui se condense dans le récipient, absorbe aussi de ce gaz ; souvent elle est trouble, fétide, recouverte d'une pellicule sulfureuse et précipitant en noir les dissolutions métalliques.

Pour déterminer la quantité de gaz hydrogène sulfuré dans une eau, M. *Westrumb* a proposé d'introduire dans un matras une quantité déterminée d'eau, et d'y adapter un tube recourbé, plongeant dans un long cylindre qui est rempli d'une dissolution d'acétate de plomb avec excès d'acide acétique. On fait bouillir l'eau jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement de bulles ; on ramasse le précipité noir, le sulfure de plomb, dont 19 grains représentent dix pouces cubiques de gaz hydrogène sulfuré.

De l'Évaporation des eaux.

Quand on a beaucoup d'eau à évaporer, on peut se servir de bains-marie d'étain, plongés dans des cucurbites de cuivre étamé, et l'on entretient l'eau constamment bouillante. Lorsque l'évaporation est avancée, on doit faire usage de capsules de verre ou de porcelaine : il faut aussi avoir attention de couvrir les vases d'une double gaze, attendu que la poussière répandue dans l'atmosphère, les

petits flocons de cendre élevés du fourneau, peuvent faire craindre que le résidu ne soit pas pur.

A mesure que l'eau s'évapore, les matières fixes se rapprochent au point qu'enfin elle ne peut plus les retenir toutes. Ces matières se précipitent donc successivement : d'abord celles qui sont plus difficilement solubles, ensuite celles qui exigent le moins d'eau pour leur solution.

L'évaporation modérée est celle qui convient le mieux; une forte ébullition emporte toujours quelque chose, et peut même quelquefois opérer des décompositions.

Il se présente alors divers phénomènes, suivant la nature des substances dont l'eau est chargée. S'il y a du carbonate de chaux et du carbonate de fer, dès que la chaleur passe 64 ou 72 degrés du thermomètre de Réaumur, ils perdent de l'acide carbonique qui les rendoit solubles; ils forment donc une pellicule à la surface où le dissolvant manque d'abord; cette pellicule étant rompue par le mouvement, gagne le fond et s'y dépose tranquillement. Cela vient de ce que la chaux et le fer, quoiqu'insolubles dans l'eau, lorsqu'ils sont seulement saturés d'acide carbonique, se dissolvent cependant dans une eau abondamment chargée de cet acide; mais cette quantité surabondante ne leur adhère que foiblement et se dissipe pendant l'évaporation.

S'il y a du carbonate de magnésie, il ne se sépare pas tout à la fois, mais pendant tout le cours de l'opération jusqu'à l'évaporation à siccité.

Le carbonate de chaux se précipite quand la liqueur approche du degré de l'ébullition, cela vient de ce que le

calorique a dégagé les premières portions d'acide carbonique.

Le sulfate de chaux se dépose avant tous les autres sels, mais longtems après le carbonate de chaux et le carbonate de fer.

Il ne faut pas croire cependant que l'on puisse recueillir séparément les diverses substances à mesure qu'elles se présentent : ce moyen d'analyse n'est pas praticable. Outre l'embarras causé par les filtrations répétées, il se perd toujours quelque chose sur les filtres. L'évaporation de l'eau jusqu'à siccité est préférable.

Arrivé à ce point, on ramasse exactement le résidu, et on le pèse ; souvent le poids de tout ce que l'eau contenoit, ne peut être bien déterminé que par la somme des poids des diverses substances ; car la dessication inégale les prive plus ou moins de l'eau de cristallisation. Toutes celles qui peuvent être réduites en cristaux, ne doivent être pesées que dans cet état, parce que c'est ainsi qu'elles existent dans l'eau.

Examen du résidu de l'évaporation de l'eau.

A. On met dans un matras tout le résidu bien desséché ; on y ajoute de l'alcool ; on l'agite fortement après l'avoir bouché ; on laisse reposer quelques heures, et l'on filtre la liqueur qui contient les sels solubles dans l'alcool.

B. On verse sur le résidu huit fois son poids d'eau distillée froide : on agite le mélange, et on filtre après quelques heures de repos. La liqueur contient les sels facilement solubles dans l'eau.

C. Enfin, on fait bouillir le résidu pendant un quart-

d'heure, dans une quantité d'eau distillée, qui excède quatre à cinq cents fois son poids, et on sépare la liqueur par la filtration. Le liquide contient les sels très-peu solubles dans l'eau, tel que le sulfate de chaux.

Après avoir enlevé tous les sels solubles dans l'alcool et dans l'eau, il reste des carbonates que l'on fait calciner pour ramener le fer à l'état d'oxide rouge, et on traite ensuite par le vinaigre distillé qui dissout seulement la magnésie et la chaux. On filtre, on fait sécher, et l'on peut déja déterminer la quantité de carbonate de fer contenu dans une masse donnée d'eau minérale.

Au lieu de faire évaporer cette liqueur filtrée, contenant les acétates terreux, il faut y verser du carbonate de potasse qu'on fait bouillir avec elle; on lave le précipité blanc qui est composé de carbonate de chaux et de carbonate de magnésie. On le décompose par l'acide sulfurique foible qui les tranforme en sulfates de magnésie et de chaux. L'eau qui a servi à laver la masse, retient en dissolution le sulfate de magnésie, et le sulfate de chaux reste; on le fait sécher et on le pèse. On peut ainsi déterminer la quantité de carbonate de chaux contenu dans la liqueur. Le sulfate de magnésie se trouve dans la liqueur surnageante; on peut le décomposer par la potasse caustique; le précipité bien lavé et séché est la magnésie pure. On peut conclure de là la quantité de carbonate de magnésie contenue dans une eau minérale.

Examen de la liqueur alcoolique.

La dissolution que l'on obtient par l'alcool, peut contenir du muriate de chaux, du muriate de magnésie, rarement des nitrates des mêmes bases, sels qui sont très-déliquescens et solubles dans l'alcool, etc. Pour les reconnoître, on évapore jusqu'à siccité; on verse sur le résidu de l'acide sulfurique affoibli, qui convertit le tout en sulfate de magnésie que l'on reconnoît par son amertume et par sa forme cristalline; ou bien, si la base est un mélange de deux terres, il y a une partie de sulfate de chaux et une partie de sulfate de magnésie.

Pour connoître le poids du sel soluble, il faut dissoudre séparément le sulfate de chaux et le sulfate de magnésie, les précipiter par le carbonate de potasse, et peser ce précipité, après l'avoir lavé et séché.

Quant à la dissolution par l'eau froide, il faut d'abord essayer de la faire cristalliser à une évaporation douce, ce qui réussit très-bien quand on a séparé les sels déliquescens. Il faut en excepter le muriate de soude, qui se dissout assez facilement dans l'eau froide et dans l'eau chaude, et dont la cristallisation exige une évaporation continue: tous les autres sels prennent facilement des formes régulières.

A mesure qu'il se forme des cristaux, on les fait dessécher sur le papier: alors on examine la figure, la saveur et toutes les autres propriétés qui peuvent indiquer leurs caractères.

Les muriates de potasse et de soude donnent des cristaux cubiques qui décrépitent au feu: on peut les distinguer

aisément en versant dans la dissolution bien saturée, de l'acide tartarique ; on obtient un tartrate de potasse, ce qui n'arrive pas au muriate de soude, parce que la soude se comporte différemment avec l'acide tartarique. On peut encore se servir avec plus de succès de muriate de platine qui forme un précipité jaune retenant la quantité de potasse.

Si l'addition du carbonate de potasse a fait reconnoître par la précipitation, que la base étoit terreuse, on en détermine les espèces.

S'il y a quelque métal, on s'en apperçoit communément à la couleur. Le cuivre se précipite avec son brillant métallique, sur le fer que l'on plonge dans la dissolution du sel, ou seulement que l'on frotte avec ce sel humecté : il se reconnoît encore à sa couleur bleue par l'ammoniaque, et à sa couleur brune par un prussiate. Le fer se distingue à sa couleur tirant au vert ou au jaune, suivant qu'il est plus ou moins oxidé ; à la saveur, par la teinture de noix de galle et par les prussiates. Le zinc forme avec l'acide sulfurique le sulfate de zinc, est précipité à l'état d'oxide blanc par les alcalis.

Le manganèse donne aussi un sulfate ; il est toujours noir au dernier terme d'oxidation. S'il est dans les eaux à l'état de carbonate, on calcine d'abord fortement le résidu ; ensuite on verse dessus de l'acide nitrique foible, auquel on ajoute un peu de sucre, et une heure après, on sépare la liqueur par le filtre. La potasse versée dans cette liqueur, y occasionne un précipité blanc qui noircit au feu.

§. III.

Eaux minérales artificielles.

J'ajouterai à cet exposé sur les eaux minérales naturelles, l'énoncé des diverses matières qui constituent chacune d'elles, afin de faciliter la préparation des eaux minérales artificielles ; les doses suivantes que MM. *Triayre* et *Jurine*, ont eu la complaisance de me communiquer sont celles qu'ils suivent dans leur établissement à Paris, rue Saint-Lazare, sous Tivoli, qui, sans contredit, est une des plus belles et une des plus utiles entreprises qu'il soit possible d'imaginer.

Doses de chaque bouteille de 611 hectogrammes (20 onces) *d'eau.*

Aix-la-Chapelle.

Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{3}$ de volume.
Carbonate de soude.	20 grains.
Muriate de soude.	9 *id.*

Balarue.

Acide carbonique.	2 volumes.
Muriate de soude.	120 grains.
Muriate de chaux.	18 *id.*
Carbonate de magnésie. . . .	1 *id.*
Muriate de magnésie.	36 *id.*

Barèges.

Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{2}$ de volume.

Carbonate de soude.	16 grains.
Muriate de soude.	½ *id.*

Bonne.

Hydrogène sulfuré.	⅓ de volume.
Muriate de soude.	3 grains.
Sulfate de magnésie.	1 *id.*

Bourbonne.

Acide carbonique.	2 volumes.
Muriate de soude.	72 grains.
Sulfate de magnésie.	2 *id.*

Bussang.

Acide carbonique.	3 volumes.
Carbonate de soude.	6 grains.
Carbonate de fer.	⅓ *id.*

Cauterets.

Hydrogène sulfuré.	⅓ de volume.
Carbonate de soude.	2 grains.
Muriate de soude.	1 *id.*

Châteldon.

Acide carbonique.	2 volumes.
Carbonate de soude.	3 grains.
Muriate de soude.	3 *id.*

Carbonate de magnésie. . . .	2 *id.*
Carbonate de fer.	$\frac{1}{2}$ *id.*

Contrexeville.

Acide carbonique.	$\frac{1}{12}$ de volume.
Carbonate de chaux.	4 grains.
Sulfate de chaux.	6 *id.*

Enghien.

Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{4}$ de volume.
Muriate de soude.	$\frac{1}{3}$ de grain.
Carbonate de magnésie. . . .	$\frac{1}{3}$ *id.*
Sulfate de magnésie.	2 grains.

Forges.

Acide carbonique.	3 volumes.
Carbonate de fer.	$\frac{1}{2}$ grain.

Mont-d'Or.

Acide carbonique.	5 volumes.
Carbonate de soude.	48 grains.
Muriate de soude.	24 *id.*
Sulfate de fer.	1 *id.*

Lamotte.

Acide carbonique.	2 volumes.
Sulfate de soude.	16 grains.

Muriate de soude.	36 *id.*
Carbonate de magnésie. . . .	3 *id.*

Plombières.

Acide carbonique.	$\frac{1}{20}$ de volume.
Carbonate de soude.	$1\frac{1}{2}$ grain.
Sulfate de soude.	1^{1} *id.*
Muriate de soude.	1 *id.*

Pyrmont.

Acide carbonique.	5 volumes.
Muriate de soude.	2 grains.
Carbonate de magnésie. . . .	12 *id.*
Sulfate de magnésie.	8 *id.*
Carbonate de fer.	1 *id.*

Seltz.

Acide carbonique.	5 volumes.
Carbonate de soude.	4 grains.
Muriate de soude.	22 *id.*
Carbonate de magnésie. . . .	2 *id.*

Sedlitz.

Acide carbonique.	3 volumes.
Sulfate de magnésie.	144 grains.
Muriate de magnésie.	18 *id.*

Spa.

Acide carbonique.	5 volumes.
Carbonate de soude.	2 grains.
Muriate de soude.	½ *id.*
Carbonate de magnésie. . . .	4 *id.*
Carbonate de fer.	1 *id.*

Vichy.

Acide carbonique.	2 volumes.
Carbonate de soude.	32 grains.
Sulfate de soude.	16 *id.*
Muriate de soude.	4 *id.*
Carbonate de magnésie. . . .	½ *id.*
Carbonate de fer.	¼ de grain.

Vals.

Acide carbonique.	3 volumes.
Muriate de soude.	12 grains.
Sulfate d'alumine.	⅛ grain.
Carbonate de fer.	¾ *id.*
Sulfate de fer.	½ grain.

Bagnères de Luchon.

Hydrogène sulfuré.	⅓ de volume.
Carbonate de soude.	3 grains.
Muriate de soude.	½ *id.*

Sulfureuse de Naples.

Acide carbonique.	3 volumes.
Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{4}$ de volume.

Gurgitelli.

Acide carbonique.	2 volumes.
Carbonate de soude.	50 grains.
Muriate de soude.	10 *id.*
Carbonate de magnésie. . . .	2 *id.*

Pisciarelli.

Acide carbonique.	$\frac{1}{2}$ volume.
Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{6}$ de volume.
Sulfate d'alumine.	10 grains.
Sulfate de fer.	21 *id.*

Hydro-sulfurée.

Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{8}$ volume.

Hydro-sulfurée forte.

Hydrogène sulfuré.	$\frac{1}{3}$ de volume.

Oxigénée.

Gaz oxigène.	$\frac{1}{2}$ volume.

Hydrogénée.

Gaz hydrogène.	$\frac{1}{3}$ de volume.

Alcaline minérale, ou seda-water.

Simple . . .	4	volumes acide carbonique.
	72	grains carbonate de soude.
Double . . .	4	volumes acide carbonique.
	144	grains carbonate de soude.
Triple	5	volumes acide carbonique.
	216	grains carbonate de soude.

Alcaline végétale.

Acide carbonique	5 volumes.
Carbonate de potasse . . .	72 grains.

Seltz douce.

Même proportion que l'eau de Seltz, mais l'acide carbonique qu'elle contient est extrait par la voie sèche, et s'y combine avec quelques parties d'hydrogène.

La plupart des eaux ci-dessus contiennent l'acide carbonique et l'hydrogène sulfuré en quantité plus forte que les eaux naturelles, mais outre que cette surabondance est quelquefois recommandée par les médecins, elle présente de plus l'avantage d'en conserver une dose suffisante pour produire des effets satisfaisans, beaucoup plus longtems que les eaux naturelles prises loin de leur source. On peut toujours réduire à volonté le volume de ces gaz dans les eaux artificielles, en laissant quelques instans la bouteille ouverte ou le verre rempli avant d'en faire usage, tandis qu'on ne peut rendre aux naturelles le gaz qu'elles ont perdu.

Eau acidule.

Acide carbonique . . . . . 5 volumes.

Cette eau mêlée avce du sirop de limon, forme une boisson très-agréable, et employée aussi avec succès dans le début des fièvres putrides.

Différens rapports présentés, depuis quelques années au ministre de l'intérieur, par le médecin inspecteur de l'établissement ci-dessus, ont constaté les bons effets de ces eaux artificielles, prises en boisson, et administrées en bains et douches; les soins constans des propriétaires pour le perfectionnement de leurs procédés, et des différentes parties de leur établissement, ont été récompensés par l'approbation de l'Institut national, de l'École et de la Société de médecine, le suffrage des praticiens les plus distingués de la capitale et des départemens, et une augmentation annuelle dans la consommation de leurs eaux.

Fin du Tome second.

TABLE DES MATIÈRES.

TOME SECOND.

Fin de la Table des Matières.